

CUADERNILLO DE INGRESO MICROBIOLOGÍA

2024



FRANJA MORADA

CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES



Facultad de Ciencias
VETERINARIAS



UNIVERSIDAD
NACIONAL
DE LA PLATA

¡Bienvenidxs a la facu!

Desde el Centro de Estudiantes de la Facultad de Ciencias Veterinarias, queremos darte la bienvenida a esta carrera que elegiste, y brindarte todo nuestro acompañamiento y apoyo desde el primer día.

Somos estudiantes de Medicina Veterinaria y Microbiología al igual que vos, que nos involucramos para estar mejor, conquistar nuevos derechos, construir una facu inclusiva. Por eso elegimos militar en la FRANJA: la agrupación que acompaña y defiende la EDUCACIÓN PÚBLICA SIEMPRE.

SOBRE EL CURSO DE INGRESO

Empieza el **jueves 01/02/2024**, dura todo el mes de febrero y es de modalidad presencial. Vas a tener una introducción a las primeras cuatro materias de la carrera, separadas en módulos (**álgebra, biología general, física y química I**) y el **módulo de derechos humanos** (cuya asistencia es obligatoria)

¿CÓMO SE APRUEBA?

Cumpliendo con el **80% de asistencia total del curso**. El presente se acredita según lo explicado en la primera clase de cada materia. Una vez que cumplís con eso ya estás oficialmente en el primer año de la carrera de Medicina Veterinaria.

¡LA FRANJA ESTÁ PARA ACOMPAÑARTE, NUNCA ESTÁS SOLX!

SOMOS EL CENTRO DE ESTUDIANTES DE LA FACU DE VETE Y NOS ENCONTRAS SIEMPRE QUE NOS NECESITES en el espacio físico del CECV, en la mesa morada al lado del mástil, en las aulas cursando, en los pasillos de la facu o en nuestras redes. **SOMOS LA INFORMACIÓN OFICIAL PARA LXS ESTUDIANTES.**



@INGRESANTESVETERINARIAUNLP
@FRANJAMORADAVETERINARIAUNLP



@FRANJAVETUNLP



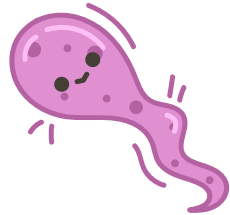
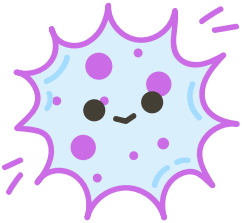
FRANJA MORADA CONDUCCIÓN CECV



+54 9 221 498 6520



ÁLGEBRA



FRANJA MORADA
CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES

MÓDULO DE INSERCIÓN A LA VIDA UNIVERSITARIA

MODULO DE GUIA DE TRABAJOS PRACTICOS DE MATEMATICAS

Números Reales

1. Considerando los siguientes intervalos reales $A = [-3; 5]$; $B = [-1;)$; $C = [-5; 0]$; $D = [0; 2]$ y $E = (-\infty ; -1]$. Representar las siguientes operaciones en la recta numérica e indicar el intervalo solución:

- a) $A \cap B$
- b) $C \cup B$
- c) $D \cap E$
- d) $E \cup B$

2. Encontrar el conjunto indicado si

$$A = \{1, 2, 3, 4, 5, 6, 7\}$$

$$B = \{2, 4, 6, 8\}$$

$$C = \{7, 8, 9, 10\}$$

- a) $A \cup B$
- b) $A \cap B$
- c) $B \cup C$
- d) $B \cap C$
- e) $A \cup C$
- f) $A \cap C$
- g) $A \cup B \cup C$
- h) $A \cap B \cap C$





3. Sabiendo que las variables x , y , z representan números reales con: $x \neq 0$, $y \neq 0$, $z \neq 0$, simplificar completamente las siguientes expresiones:

a) $\left(\frac{2x^3y}{3x^0y^{-1}}\right) \cdot \left(\frac{2x}{3y}\right)^{-1}$

b) $\left(\frac{2x^3(y^{1/2})z^2}{3(x^{1/2})z^2}\right) \cdot \left(\frac{(x^{-1/2})y^{3/2}}{z^{-1}}\right)^2$

c) $\frac{x^{3/2}y^4}{\sqrt{y}} \cdot (x)^{-2} \cdot (y^3)^2$

d) $\frac{\sqrt[3]{x^6y^4} \cdot x^0 (\sqrt[5]{x^{10}})^{-1}}{(x^2y)^3}$


FRANJA MORADA
CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES



Expresiones Algebraicas

1. Dados los siguientes polinomios

$$P(x) = -2x^3 + x^2 - \frac{1}{2}x + 3;$$

$$Q(x) = 3x - 4 + \frac{1}{2}x^3 - 2x^2$$

$$R(x) = x - 1$$

$$S(x) = x + 1$$

$$T(x) = x^2 - 3$$

a) Clasificarlos de acuerdo al número de términos e indicar grado, coeficiente principal y término independiente

b) Resolver

a. $P(x) - Q(x)$

b. $P(x) + R(x)$

c. $S(x) * R(x)$

d. $[P(x) - S(x)] * R(x)$

e. $[T(x)]^2$

f. $[T(x)]^3$

2. Factorizar los siguientes polinomios

a. $A(x) = -x^3 + 4x^2 - x - 6$

b. $B(x) = -4x^3 + 7x - 3$

c. $C(x) = -4x^3 - 4x^2 + x + 1$

d. $D(x) = x^4 + x^3 - x^2 - x$



FRANJA MORADA

CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES



Ecuaciones e Inecuaciones

1. Resolver las siguientes ecuaciones

a) $2(2x - 3) = 6 + x$

b) $4(x - 10) = -6(x - 2) - 6x$

c) $-3(2x - 5) - 6x = 3x$

d) $3x + (2x - 3) = 7(x - 2) - x$

e) $\frac{2}{3} \left[x - \left(1 - \frac{x-2}{3} \right) \right] + 1 = x$

f) $\frac{x-1}{6} - \frac{x-3}{2} = -1$

2. Resolver las siguientes inecuaciones y graficar el conjunto solución

a) $12 - 3x \geq -6$

b) $12 - x < 6 + x$

c) $-2x + \frac{4}{5} \leq 0.5x - 2.2$

d) $(-0.2 - x)/0.1 \geq 0.4 - 5x$



FRANJA MORADA

CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES



Matrices y determinantes

1- Dadas las matrices: $A = \begin{pmatrix} 3 & -4 \\ 2 & 1 \end{pmatrix}$ y $B = \begin{pmatrix} 2 & 0 \\ 3 & -1 \end{pmatrix}$, calcular, en caso de ser posible:

- a) $A+B$
- b) $A-B$
- c) $A+3B$
- d) AxB
- e) BxA
- f) A^2
- g) $A + 2$

9- Resolver de forma gráfica y analítica (Sustitución, igualación o reducción a sumas y restas) los siguientes sistemas de ecuaciones:

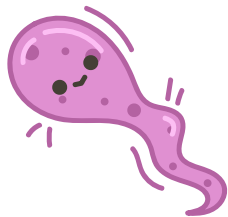
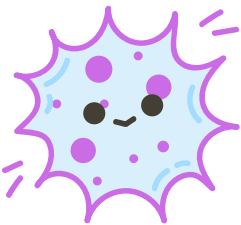
$$\text{a) } \begin{cases} 2 \cdot (y - 3) + 5x = y + 1 \\ 4 \cdot (y - 1) - 1 = 3y - 2x \end{cases}$$

$$\text{b) } \begin{cases} y = (x + 1) \cdot (x - 3) \\ y + x = -1 \end{cases}$$





QUÍMICA I



FRANJA MORADA
CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES



Facultad de Ciencias
VETERINARIAS



UNIVERSIDAD
NACIONAL
DE LA PLATA

Universidad Nacional de La Plata
Facultad de Ciencias Veterinarias

Curso de Inserción a la Vida
Universitaria



Módulo Química I

Objetivo

La presente guía de estudio pretende introducir al estudiante de Microbiología en los conceptos básicos pero fundamentales necesarios para conocer la Química, como base para la comprensión de los procesos que abarca Química I, asignatura correspondiente al primer año de la carrera de Microbiología, Facultad de Ciencias Veterinarias, Universidad Nacional de La Plata.

Programa analítico

Unidad 1

Concepto de átomo. Elementos. Símbolos. Tabla periódica de los elementos. Configuración electrónica. Grupos y períodos. Propiedades periódicas: electronegatividad, carácter metálico. Elementos representativos y de transición. Concepto y ubicación en la tabla periódica. Electrones de valencia y reactividad química. Gases nobles, metales y no metales. Ubicación en la tabla periódica y propiedades diferenciales. Definición de iones: aniones y cationes. Concepto de molécula. Unión química. Regla del octeto. Tipos de uniones químicas: a) Iónica o electrovalente, formación de iones. Propiedades de los compuestos electrovalentes (punto de fusión, conductividad eléctrica). b) Covalente: covalencia polar y no polar. Propiedades de los compuestos covalentes. Número de oxidación.

Unidad 2

Fórmula química. Significado cualitativo y cuantitativo de los símbolos y subíndices presentes en las fórmulas. Reacciones químicas: reactivos y productos. Ecuación química, significado cualitativo y cuantitativo. Tipos de reacciones: sin transferencia de electrones y con transferencia de electrones (Redox). Ejemplos de procesos redox de importancia microbiológica.

Fórmulas y reglas de la nomenclatura IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) de compuestos químicos inorgánicos. Formación de compuestos binarios: óxidos básicos, óxidos ácidos o anhídridos, hidruros metálicos y no metálicos, ácidos (hidrácidos) y sales no oxigenadas. Formación de compuestos ternarios: ácidos (oxoácidos), hidróxidos y sales oxigenadas (oxosales) tipos. Formación de compuestos cuaternarios: sales ácidas y básicas de oxosales y sales mixtas. Importancia en Microbiología.

Unidad 3

Química orgánica I parte. Propiedades del átomo de carbono. Formación de cadenas carbonadas. Uniones covalentes simples, dobles y triples. Carbonos primarios, secundarios, terciarios y cuaternarios. Hidrocarburos, definición y clasificación: Acíclicos: alcanos, alquenos y alquinos. Radicales alquílicos. Cíclicos: alicíclicos y aromáticos (benceno). Fórmulas y nomenclatura IUPAC. Heterociclos de importancia microbiológica: furano, pirano, pirrol, purina y pirimidina.

Química orgánica II parte. Funciones oxigenadas. Ejemplos y nomenclatura IUPAC y trivial. Alcoholes: primarios, secundarios, terciarios. Polialcoholes. Aldehídos. Cetonas. Fenoles. Ácidos carboxílicos. Ésteres carboxílicos y fosfóricos. Éteres. Tioles y disulfuros. Funciones nitrogenadas: aminas y amidas. Clasificación, estructura y nomenclatura. Funciones mixtas. Hidroxiácidos. Cetoácidos. Hidroxialdehídos. Hidroxicetonas. Aminoácidos. Ejemplos de compuestos de interés biológico. Isomería, definición. Isomería estructural o plana: de cadena, de posición y de función. Ejemplos de importancia microbiológica. Isomería espacial o estereoisomería. Concepto.



Unidad 1

La Química es la ciencia que estudia la estructura, propiedades de la materia; y las reacciones que pueden modificar tales características.

La Química puede clasificarse a modo práctico para su estudio en diferentes “ramas”

- a) Química general
- b) Química inorgánica
- c) Química orgánica
- d) Bioquímica, también llamada química biológica

Los compuestos biológicos son de gran complejidad, para abordar su estudio es necesario tener nociones de química general, inorgánica y orgánica.

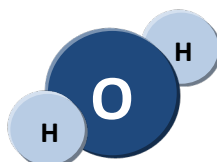
Química general e inorgánica

Concepto general de átomo y molécula

¿Cómo se compone la materia? Supongamos que disponemos de una sustancia pura, por ejemplo agua en estado sólido (hielo) y que contamos con un dispositivo especial que nos permita dividir ese trozo de materia en porciones cada vez más y más pequeñas. Cada porción sigue siendo agua, es decir que conserva las propiedades de la sustancia (color, punto de fusión, punto de ebullición, densidad, etc.) pero llegará un momento que no se puede dividir más ese trozo de materia sin que se pierdan las propiedades que caracterizan a la sustancia (agua). Entonces:

Molécula es la menor porción de materia que conserva las propiedades de la sustancia.

Cada molécula está formada por un conjunto de *ladrillos de construcción* que son los **átomos**. En nuestro ejemplo, la molécula de agua (H_2O) está formada por dos átomos de **hidrógeno** y un átomo de **oxígeno**.



Átomo es la menor porción de un elemento que interviene en la constitución de las moléculas.

Estados de la materia

Las sustancias que se conocen hoy en día pueden existir en cuatro estados denominados **estados de agregación** y hacen referencia a las fuerzas de unión entre sus partículas constituyentes. Así tendremos a los estados *gaseoso*, *líquido*, *sólido* y *plasma* pudiendo pasar de un estado a otro (Fig. 1). Veremos brevemente cuáles son las características de cada uno de ellos:

- **Sólido:** posee forma y volumen propios (cubo de hielo) debido a que las partículas no se pueden comprimir, las moléculas se encuentran muy unidas y casi sin movimiento (movimiento browniano) debido a que predominan las llamadas fuerzas de cohesión que mantienen unidas a las moléculas entre sí.

- **Líquido:** no posee forma propia, sino que adopta la del recipiente que lo contiene (agua en un vaso). Los líquidos son sustancias poco compresibles y sus moléculas se encuentran ni muy cercanas ni muy lejanas entre sí y se mueven en forma vibracional debido a que las fuerzas de cohesión en el estado líquido se encuentran equilibradas con las fuerzas de repulsión.

- **Gaseoso:** no posee ni forma ni volumen propio y ocupa la totalidad del recipiente que lo contiene (vapor de agua en un recipiente hermético). Los gases son fácilmente compresibles y difunden con facilidad por lo que genera la tendencia que tienen los gases a mezclarse entre sí, como el aire que respiramos. El volumen de estos aumenta o disminuye al variar las condiciones externas a las cuales están sometidos (presión y temperatura). Las moléculas están muy separadas, chocan unas con otras y contra las paredes del recipiente, ya que las fuerzas de repulsión predominan por sobre las de cohesión.

- **Plasma:** es un estado fluido, similar al estado gaseoso en el cual una parte de sus partículas están cargadas eléctricamente. Como el estado gaseoso, el plasma no tiene forma o volumen definido, pero bajo la influencia de un campo magnético puede formar distintas estructuras. Los átomos del plasma se mueven libremente. Al ionizar las moléculas o átomos de un gas lo convertimos en un plasma. El plasma es el estado de agregación más abundante de la naturaleza. Los distintos estados de agregación de una sustancia presentes en un sistema se denominan también fases. Una fase es una parte homogénea de un sistema, y aunque está en contacto con otras partes de este, está separada de esas partes por un límite bien definido. Así, el vaso de agua con hielo contiene tanto la fase sólida como la fase líquida del agua.

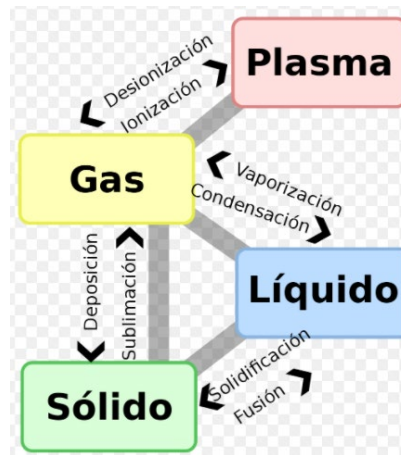


Figura 1. Cambios de estado en la materia.

Propiedades de la materia

La composición de la materia se define como las partes o componentes de una muestra determinada y sus propiedades particulares. Estas propiedades son las características y los atributos que se pueden utilizar para diferenciar e identificar una muestra de materia de otra. Entre estas propiedades podemos mencionar las propiedades *físicas* y las *químicas*.

Las propiedades físicas se pueden medir y observar sin que se modifique la composición o identidad de la sustancia. Por ejemplo, es posible medir el punto de fusión del hielo al calentar un cubo de hielo y registrar la temperatura en la que se convierte en agua. El agua líquida se diferencia del hielo solo en su aspecto, no en su composición, de modo que se trata de un cambio físico; es posible congelar el agua para obtener de nuevo hielo. De esta manera, el punto de fusión de una sustancia es una propiedad física. Algunas propiedades físicas son el cambio de estado, la deformación, densidad, punto de fusión, punto de ebullición, dureza, coeficiente de solubilidad, índice de refracción, elasticidad, propiedades organolépticas (sabor, olor, color), etc. Las propiedades químicas son aquellas que se observan cuando se produce un cambio químico (reacción) es decir, cuando se forman con la misma materia sustancias nuevas diferentes a las originales. O sea, una propiedad química es la capacidad de una muestra de materia para experimentar un cambio en su composición bajo ciertas circunstancias. Por ejemplo, cuando el hidrógeno se combustiona en presencia de oxígeno para formar agua, hay una reacción química. Con esta reacción, desaparecen las sustancias químicas originales, el hidrógeno y el oxígeno y queda otra sustancia química distinta, el agua. Cada vez que se cuece un huevo, ocurre un cambio químico. Cuando se someten a temperaturas cercanas a 100 °C, la yema y la clara experimentan cambios que no solo modifican su aspecto físico, sino

también su composición química. Al ingerirse el huevo se modifica su estructura nuevamente por acción de sustancias orgánicas llamadas enzimas. El proceso de la digestión es otro ejemplo de un cambio químico. Lo que ocurre durante la digestión depende de las propiedades químicas de las enzimas y los alimentos incorporados. Algunas propiedades químicas son la corrosividad, energía calórica, acidez, reactividad, etc.

Todas las propiedades de la materia que se pueden medir corresponden a una de dos categorías adicionales denominadas *propiedades extensivas* y *propiedades intensivas*. El valor medido de una propiedad extensiva depende de la cantidad de materia que se analice. Algunos ejemplos son la masa, volumen, peso, inercia, energía, duración en el tiempo, compresibilidad, cantidad de calor absorbido o dado, etc. La masa es la cantidad de materia en una muestra dada de una sustancia, de manera que mayor cantidad de materia significa más masa. El valor medido de una propiedad intensiva no depende de la cantidad de materia que se analiza. Estas propiedades suelen estar asociadas con el estado de la materia. Algunos ejemplos son la densidad, punto de fusión, punto de ebullición, peso específico, forma cristalina, dureza, elasticidad, índice de refracción, color, olor, sabor, etc. La densidad es la masa de una sustancia dividida por su volumen.

Cuando se habla de sustancias químicas, se refiere a la materia cuando posee características y propiedades estables. Pueden existir diferentes tipos de ellas, de acuerdo con su composición:

Sustancias Simples: son aquellas sustancias cuyas moléculas están constituidas por átomos idénticos. Por ejemplo: oxígeno (O_2); ozono (O_3); cloro (Cl_2); etc.

Sustancias Compuestas: son aquellas sustancias cuyas moléculas están constituidas por dos o más clases de átomos que se unen por distintos tipos de fuerzas de atracción. Por ejemplo agua (H_2O); amoníaco (NH_3); cloruro de sodio ($NaCl$); etc.

Elementos – símbolos

Los elementos químicos son átomos en su estado elemental, sin ningún tipo de combinación, existen 118 elementos distintos. Están representados todos ellos en la **tabla periódica**. La mayoría se hallaron en la naturaleza, algunos se han obtenido artificialmente, es decir, preparados en el laboratorio, como, por ejemplo: neptunio, plutonio, curio, berkelio. A cada elemento se le ha asignado un **símbolo** para agilizar el tiempo en la escritura de este. El símbolo generalmente es la primera letra (mayúscula) del nombre del elemento, por ejemplo: **H**: hidrógeno; **O**: oxígeno; **C**: carbono. Cuando

hay más de un elemento cuyo nombre comienza con la misma letra, se agrega la segunda letra (minúscula), por ejemplo: **Ca**: calcio; **Co**: Cobalto; **Cu**: cobre; **Cl**: Cloro. En ciertas ocasiones el símbolo deriva de un nombre en latín, como por ejemplo en el caso de: **Fe**: hierro (ferrum); **Na**: sodio (natrium); **K**: potasio (kalium); **Au**: oro (aurum); **Ag**: plata (argentum) o el **S**: azufre (sulphur).

Estructura atómica

La estructura atómica de los átomos no se puede observar directamente. Se requiere de una teoría que explique las propiedades y comportamiento de los átomos. La teoría atómica moderna es el resultado de 200 años de investigación. Los átomos están formados por un núcleo y una zona extranuclear (Fig. 2). El núcleo es una zona muy pequeña en comparación al volumen total del átomo y se concentra allí prácticamente toda la masa y la carga positiva (+). El diámetro atómico es de 10^{-8} cm, mientras que el diámetro nuclear es de 10^{-12} cm, es decir diez mil veces más pequeño, pero a pesar de ello concentra en ese pequeño volumen prácticamente toda la masa y la carga positiva del átomo, la zona extranuclear representa un espacio prácticamente vacío donde se ubican los electrones de masa despreciable y carga negativa.

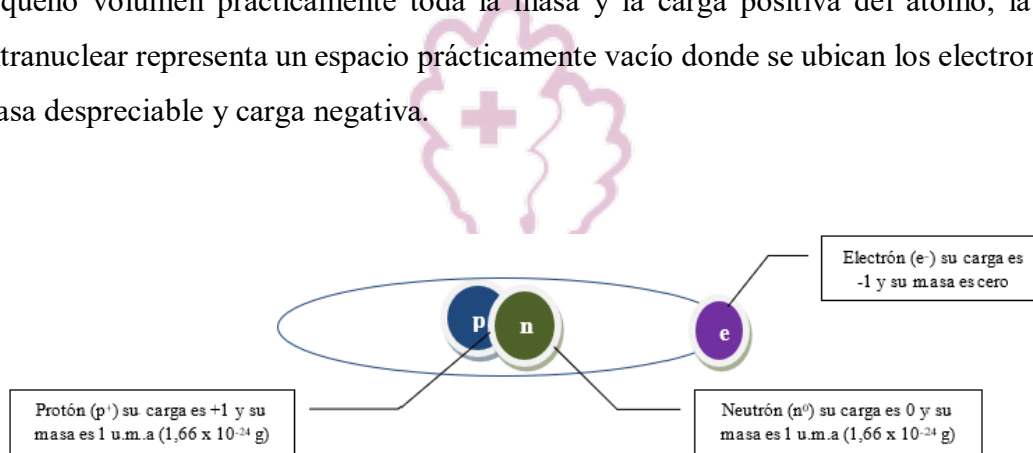


Figura 2. Representación de la estructura atómica.

Se llama Número Atómico (Z) al número de protones de un átomo el cual coincide con el número de electrones si se trata de un átomo neutro (partícula sin carga neta).

Se llama Número Másico (A) a la suma de protones y neutrones que posee un elemento en su núcleo.

Por ejemplo, para el caso del número atómico del elemento Na (sodio), el análisis sería el siguiente: Sodio (Na), $Z = 11$. Considerando que es neutro (igual número de cargas positivas y negativas), tendrá entonces 11 protones y 11 neutrones en el núcleo y 11 electrones en diferentes órbitas alrededor del mismo.

Tabla periódica y configuración electrónica

La *configuración electrónica* da una idea de la distribución de los electrones en la zona extranuclear, ya que no es posible precisar con exactitud la ubicación física de un electrón, pero se puede dar una idea aproximada del lugar donde se más probable hallarlo. Mediante ecuaciones matemáticas se han descrito los valores de energía que pueden tener los electrones y se predijo la ubicación más probable que puedan tener alrededor del núcleo. A esto se denominó *orbital atómico*.

Orbital atómico: zona del espacio extranuclear donde es más probable hallar a un electrón.

Los electrones poseen por lo tanto energías cuantizadas, y no pueden adquirir cualquier valor de energía. Cada nivel de energía (orbital donde es probable encontrar un electrón) está indicado por el *número cuántico principal* (n), que toma valores enteros ($n = 1, 2, 3, 4, 5, 6$). El número máximo de electrones que puede existir en cada nivel de energía se calcula como $2 \cdot n^2$.

Por ejemplo:

Si $n = 1$, entonces $2 \cdot 1^2 = 2$; el primer orbital puede tener como máximo 2 electrones.

Si $n = 2$, entonces $2 \cdot 2^2 = 8$; el segundo orbital puede tener hasta 8 electrones.

Si $n = 3$, entonces $2 \cdot 3^2 = 18$; el tercer orbital puede tener hasta 18 electrones.

Los elementos de la tabla periódica están ordenados en función de sus números atómicos (Z), es decir en función del número de protones y/o electrones que posean. Los elementos se ordenan en filas horizontales llamadas *períodos* y columnas verticales conocidas como *grupos*. El período se indica con números arábigos y representa el nivel de energía (n) que se está llenando. El grupo se indica con números romanos y representa la cantidad de electrones del último nivel ocupado (Fig. 3).

Las tablas periódicas poseen esta información distribuida de distinta manera (dependiendo de cada tabla, los datos pueden variar de ubicación).

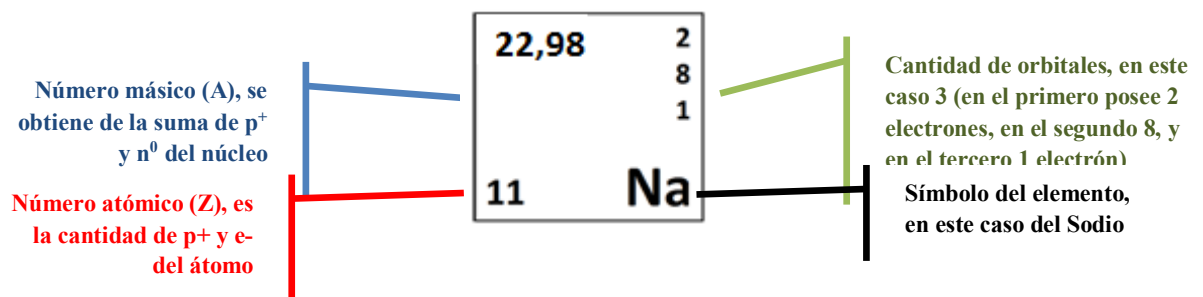


Figura 3. Referencias de la tabla periódica.

Si consideramos por ejemplo al Na, está ubicado en el período 3, grupo I. Esto indica por lo tanto que posee 3 orbitales, con un electrón en el último de ellos. Veamos otros ejemplos:

B (boro): 2, 3; posee 2 orbitales con 3 electrones en el último, pertenece por lo tanto al período 2, Grupo III.

F (flúor): 2, 7; 2 orbitales, con 7 electrones en el último de ellos. Período 2, grupo VII.

Los electrones del último nivel se denominan *electrones de valencia* porque son los que participan en las uniones químicas, y serán los que darán las características a los distintos elementos químicos. Casi todos los átomos (a excepción del H) tienden a reaccionar de modo de adquirir 8 electrones en el último orbital (forma más estable).

Regla del octeto: los átomos de los diferentes elementos de la tabla periódica tienden a completar su último orbital con 8 electrones, adquiriendo la configuración del gas noble más cercano.

Cuando un átomo posee 8 electrones en su último orbital, se dice que es *muy estable*. Los gases nobles tienen esa característica.

Tabla periódica de los elementos

Los elementos de la tabla periódica reciben nombres particulares de acuerdo al grupo al que pertenecen, veamos algunos de ellos que nos serán útiles de aquí en adelante.

Grupo IA: se denominan **metales alcalinos**, comprenden desde el Li (litio) hasta el Fr (francio), excepto el H (hidrógeno).

El hidrógeno tiene propiedades muy similares a las del grupo VIIA (halógenos), pero debido a sus características químicas lo acercan más a los metales alcalinos térreos IA, se lo suele representar conjuntamente con ellos.

Grupo IIA: son los **metales alcalino térreos**, desde el Be (berilio) hasta el Ra (radio).

Grupo IIIA: son los **boroides**, desde el B (boro) hasta el Nh (nihonio).

Grupo IVA: son los **carbonoides**, desde el C (carbono) hasta el Fl (flerovio).

Grupo VA: son los **nitrogenoides**, desde el N (nitrógeno) hasta el Mc (moscovio).

Grupo VIA: son los **calcógenos o anfígenos**, desde el O (oxígeno) hasta el Lv (livermorio)

Grupo VIIA: se llaman **halógenos**, van desde el F (flúor) hasta el Ts (teneso).

Grupo VIIIA: son los denominados **gases nobles**, desde el He (helio) hasta el Rn (radón). Este grupo en particular posee escasa o nula reactividad química, es decir, prácticamente no reaccionan con ningún otro elemento de la tabla periódica. Recordando el concepto de la *teoría del octeto*, cuando un elemento reacciona con otro trata de “comportarse” como un gas noble.

También se pueden agrupar de la siguiente manera (Fig. 4):

Subgrupo A: son los elementos representativos, debido a que en su completamiento de electrones en los niveles electrónicos, no comienzan a completar uno nuevo sin tener completo el anterior. Además son lo que se encuentran en mayor cantidad en el universo.

Subgrupo B: se denominan elementos de transición, presentan ciertas peculiaridades en su estructura, lo que genera que tengan comportamientos característicos.

Subgrupo de Lantánidos (La) y Actínidos (Ac): se llaman elementos de transición interna.

Como grupos en la descripción de la tabla periódica también se denominan desde el I al XVIII, si bien esa nomenclatura es más actual, la mencionada anteriormente se continúa utilizando.

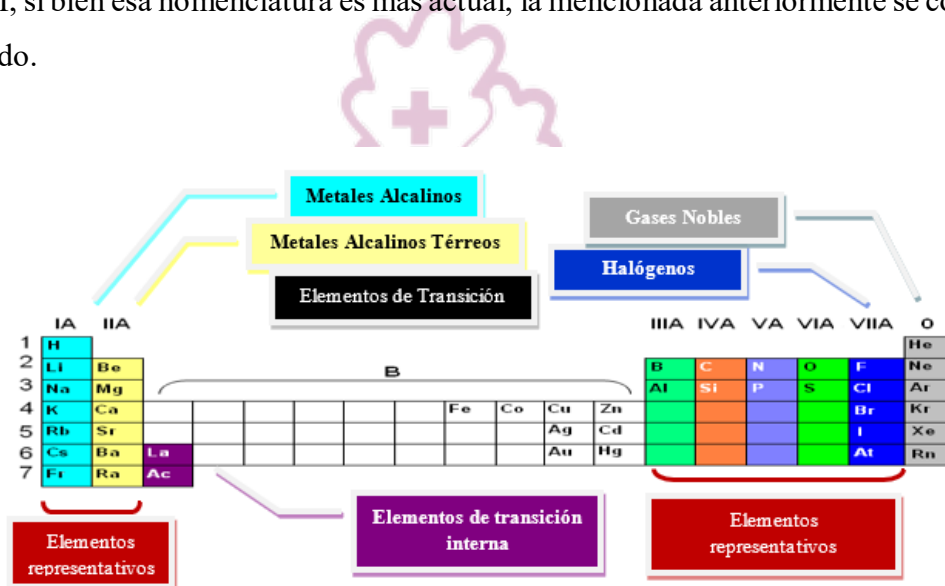


Figura 4. Tipos de elementos de la tabla periódica.

Es importante que conozcamos los diferentes elementos de la tabla periódica, ya que muchos de ellos forman parte de diferentes compuestos inorgánicos y orgánicos constituyentes de los seres vivos. Por ejemplo el C (carbono), conjuntamente con el O (oxígeno), el H (hidrógeno), el N (nitrógeno); en algunas ocasiones el P (fósforo) y el S (azufre), son elementos clave en compuestos de gran importancia biológica como los glúcidos, las proteínas y los lípidos. Elementos como el Mg (magnesio) y el Mn

(manganeso) son copartícipes muy importantes de varias reacciones catalizadas por enzimas. La lista de ejemplos es extensa y a lo largo de la carrera se verán muchos, de aquí la necesidad de conocer la tabla periódica.

Hay otras características importantes a tener en cuenta cuando se aprende la tabla periódica. Por ejemplo, existe una línea demarcatoria (visible en algunas tablas) que clasifica a los elementos en dos tipos principales (Fig. 5).

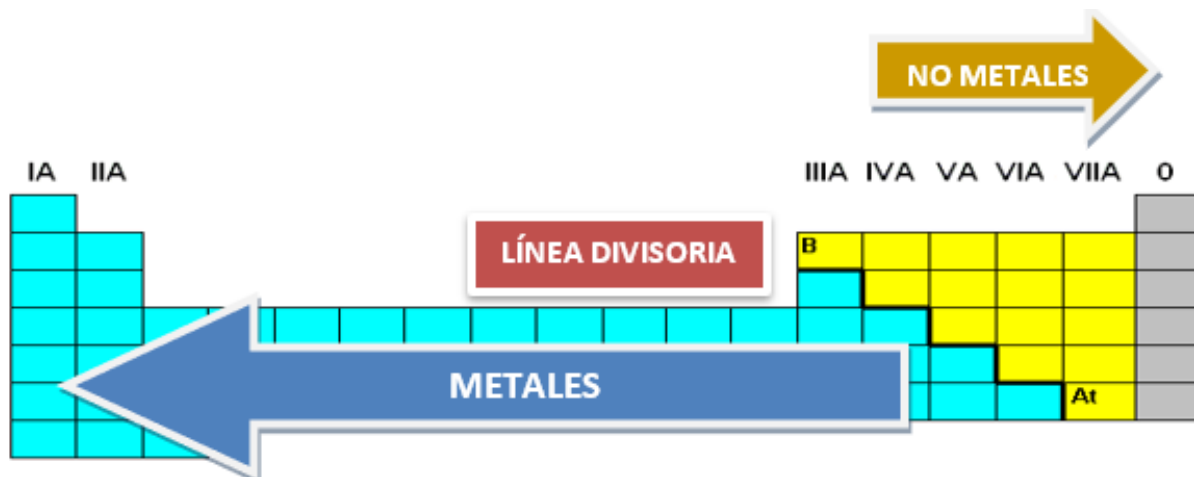


Figura 5. Demarcación de elementos de la tabla periódica.

a. Metales

- i. Son buenos conductores de la electricidad y el calor.
- ii. Poseen alta dureza y densidad (a excepción de Na y Hg).
- iii. Poseen alto punto de fusión y ebullición.
- iv. Forman iones con carga positiva .

b. No metales

- i. Son malos conductores de la electricidad y el calor.
- ii. En general son blandos.
- iii. Si son sólidos, poseen bajo punto de fusión y ebullición.

Los iones son partículas atómicas que pueden adquirir carga positiva o negativa. Los de carga positiva se denominan **cationes**, los de carga negativa **aniones**. Veamos unos pocos ejemplos de cómo se forman:

- Cationes: derivan de un elemento que pierde e^- , adquiriendo entonces la configuración electrónica del gas noble más cercano. Na (pierde un electrón de la última capa) $\rightarrow Na^+$ (con carga positiva, porque queda un p^+ extra en el núcleo, recordemos que el átomo en su estado elemental es eléctricamente neutro para

nuestro caso). El Na^+ adquiere por lo tanto la configuración electrónica del gas noble anterior en la tabla periódica (Ne, neón). Aquí debemos recordar el concepto de la teoría del octeto. $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{+2}$ (en este caso pierde 2 electrones), adquiere la configuración electrónica del Ne.

- Aniones: derivan de un elemento que gana e^- , adquiriendo la configuración del gas noble más cercano. Cl (gana un electrón en su última capa) $\rightarrow \text{Cl}^-$ (con carga negativa, ahora tiene un e^- extra). Adquiere la configuración del gas noble Ar (argón), el más cercano en la tabla periódica. O (gana dos electrones en su última capa) $\rightarrow \text{O}^{2-}$ (con carga negativa, tiene dos electrones extra). Adquiere la configuración del gas noble Ne, el más cercano en la tabla periódica. N (gana tres electrones en su última capa) $\rightarrow \text{N}^{3-}$ (con carga negativa, tiene tres electrones extra). Adquiere la configuración del gas noble Ne, el más cercano en la tabla periódica.

Propiedades periódicas

Al estudiar los elementos de la tabla periódica, se observó que varios de ellos comparten ciertas propiedades en común, dichas propiedades de los elementos se repiten secuencialmente e influyen en el comportamiento químico de un elemento (por ejemplo la afinidad o tipo de reacción química que tendrá con otro para llegar a la estabilidad electrónica).

Algunas de ellas se presentan a continuación:

- **Electronegatividad:** es un número abstracto (sin unidades) que indica la tendencia que tienen los electrones a participar en un enlace químico (Fig. 6). Los valores oscilan de 0 a 4, de acuerdo con la escala de Pauling.

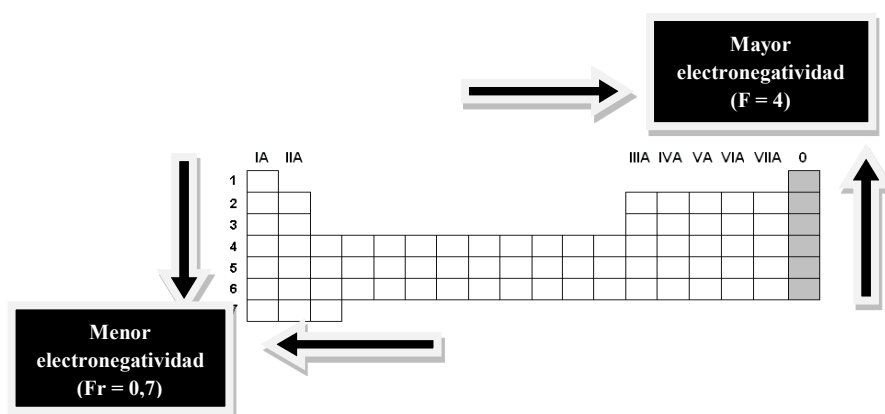


Figura 6. Electronegatividad de los elementos de la tabla periódica.

Regla práctica:

- Dentro de un mismo período, la electronegatividad crece al aumentar el grupo. Por ejemplo: en el período 2, el Cl (grupo VIIA) posee mayor electronegatividad que el Na (grupo IA).

- Dentro de un mismo grupo, la electronegatividad crece al disminuir el período. Por ejemplo: en el grupo IA, el Na posee mayor electronegatividad que el Fr.

- **Carácter metálico y radio atómico:** el carácter metálico se refiere a la propiedad de un elemento de comportarse con las características de un metal o no metal mencionadas anteriormente; el radio atómico tiene en cuenta la distancia entre el núcleo y orbital más alejado (Fig. 7). Lo que permite pensar en la idea del tamaño de un átomo y nos permite pensar a partir de esta propiedad en las demás, porque justamente a partir del radio atómico se desprenden las demás.



Figura 7. Radio atómico y carácter metálico de los elementos de la tabla periódica.

- Dentro de un mismo grupo, el radio atómico y el carácter metálico crecen al aumentar el período; esto se explica (para el radio atómico) porque se van completando más niveles de energía. Por ejemplo: el Fr posee mayor radio atómico y mayor carácter metálico que el Li.

- Dentro de un mismo período, el radio atómico y el carácter metálico disminuyen al aumentar el grupo; esto se debe (para el radio atómico) ya que aumenta la carga nuclear y por lo tanto más electrones son atraídos hacia el núcleo. Por ejemplo: el F posee menor radio atómico y menor carácter metálico que el Li, esto se debe a que los elementos muy electronegativos, generan la compactación de los orbitales electrónicos en espacios muy reducidos de tamaño.

Uniones químicas

De una manera sencilla podemos definir a las uniones químicas como la atracción que se establece entre átomos para formar moléculas.

Recordemos la regla del octeto donde los átomos interaccionan entre sí modificando el número de electrones de sus niveles más externos, de modo de adquirir la estructura de gas noble (de gran estabilidad) con 8 electrones en el último nivel (u orbital) a excepción del H, Li, y Be que adquieren la configuración electrónica del He, con 2 electrones.

Las llamadas estructuras de Lewis son representaciones sencillas y útiles para poder comprender cómo interaccionan los átomos de una molécula. ¿Cómo lo hacen? Se escriben los nombres de los elementos que van a participar de la unión química, y con círculos, cruces, u otro caracter se representan los electrones del último orbital.

Veamos algunos ejemplos:

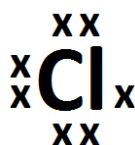
El Na posee un único electrón en su último orbital, su estructura de Lewis es:



El Ca posee dos electrones en su último orbital, su estructura de Lewis es:



El Cl posee siete electrones en su último orbital, la estructura de Lewis es:



FRANJA MORADA
CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES

Tipos de uniones químicas

Iónica (electrovalente)

Covalente

Covalente no polar (o apolar)

Covalente polar

Unión iónica o electrovalente

Los átomos alcanzan la estructura de gas noble más cercano *ganando* o *perdiendo electrones*. Veamos el ejemplo de una sustancia muy común en nuestra vida diaria e imprescindible para los seres vivos, el cloruro de sodio. Su fórmula química es NaCl.



El Na cede su electrón de valencia (el del último orbital) al Cl.

Al perder un e^- el Na^+ se va a parecer al gas noble Ne. El Cl gana un e^- se va a comportar como el gas noble Ar.

Los iones resultantes se atraen por fuerzas/interacciones electrostáticas (anión – catión). Las sustancias iónicas no existen como moléculas aisladas, sino que forman redes cristalinas constituidas por gran número de aniones y cationes dispuestos en forma irregular. Cada catión está rodeado de aniones y viceversa.

Uniones covalentes

Los átomos que constituyen moléculas con este tipo de uniones químicas, alcanzan la estructura de gas noble *compartiendo electrones*, estos electrones de la molécula compartidos mantienen unidos a los átomos.

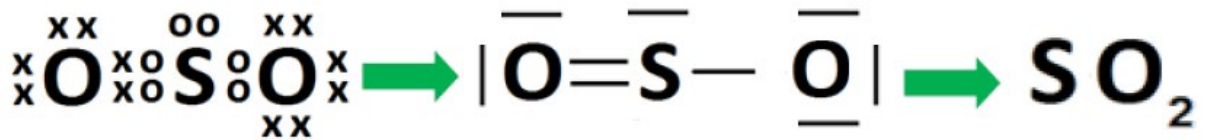
Unión covalente no polar

También llamada *apolar*, se establece entre átomos de igual electronegatividad.

En la unión *covalente simple* cada átomo otorga un e^- por lo tanto se comparte un par de e^- .

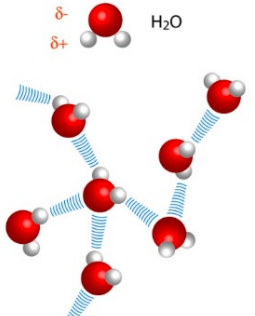
En la unión *covalente doble* se comparten dos pares de e^- .

Sin embargo, es importante resaltar que en la actualidad las representaciones de Lewis que han sido utilizadas anteriormente, ya no se emplean en el lenguaje de la química, debido a que en los compuestos covalentes se representan los pares de electrones enlazantes y no enlazantes como enlaces químicos directamente, ya sean simples, dobles o triples.



Unión covalente polar

Se establece entre elementos no metálicos de electronegatividades diferentes. El



Las moléculas de agua interactúan entre sí mediante puentes de hidrógeno. El puente de hidrógeno se forma entre el oxígeno de una molécula y el hidrógeno de otra molécula. La disposición tridimensional de estos puentes da los diferentes estados físicos que puede tener el agua (sólida, líquida, gaseosa).

elemento con mayor valor de electronegatividad atrae más el par electrónico, generando un *dipolo eléctrico* (compuesto con ambos polos, positivo y negativo a la vez). La letra griega δ (delta) seguida de un signo + o - indica el polo y al ubicarse en la fórmula indica una densidad electrónica positiva o negativa de acuerdo al signo presentado, de ahí el hecho que la unión se denomine así.

La mayoría de los compuestos poseen enlaces químicos con carácter intermedio entre puramente electrovalentes y covalentes. Se puede determinar si el enlace tendrá predominancia de uno u otro tipo realizando la diferencia entre las electronegatividades de los elementos que forman parte del enlace. Una diferencia entre ambas electronegatividades que de como resultado un valor 0 indica que dicho compuesto tiene un enlace 100% covalente. Por el contrario, si la diferencia arroja un valor de 3.3 el enlace es 100% electrovalente, valores intermedios comprendidos entre ambos valores indicarán la característica de un enlace -covalente vs electrovalente y viceversa- (Fig. 8).

Veamos algunos ejemplos:

FCs (fluoruro de cesio): la electronegatividad del F es 4, la del Cs es 0.7 $\rightarrow 4 - 0.7 = 3.3$; enlace 100% electrovalente.

O₂ (oxígeno molecular): cada oxígeno tiene un valor de electronegatividad de 3.5; la diferencia entre ambos es 0 y el enlace es por lo tanto 100% covalente apolar.

NaCl (cloruro de sodio): el Na posee un valor de electronegatividad de 0.93, el Cl 3 $\rightarrow 3 - 0.93 = 2.07$. Este valor indica que las fuerzas intervinientes son de tipo mixtas.

En la actualidad para predecir si se formará un determinado tipo de enlace químico, se puede utilizar la diferencia de electronegatividad de los elementos que formarán dicha molécula, aunque existen excepciones de acuerdo a los átomos intervinientes.

- Δ de electronegatividad < 0.4 : la unión es covalente no polar.
- Δ de electronegatividad ≥ 0.4 y ≤ 2.1 : la unión es covalente polar.
- Δ de electronegatividad ≥ 2.1 : la unión es iónica.



Figura 8. Tipos de enlaces químicos de acuerdo la electronegatividad.

Propiedades de los compuestos iónicos y covalentes

En este apartado, consignaremos las principales propiedades que conciernen a los compuestos iónicos y covalentes (Tabla 1) los que serán de gran utilidad al estudiar la formulación de sustancias inorgánicas y orgánicas respectivamente.

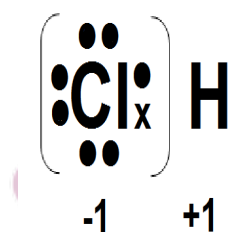
Tabla 1. Características de los compuestos iónicos y covalentes.

Propiedad	Compuestos iónicos	Compuestos covalentes
Estado de agregación	Sólidos	Líquidos, gaseosos o sólidos (de bajo punto de fusión y ebullición)
Tipo de fuerzas que median la unión química	Fuerzas electrostáticas	Fuerzas interatómicas e intermoleculares
Puntos de fusión y ebullición	Elevada	Baja
Solubilidad en agua	Alta	Baja
Conductividad eléctrica	Buenos conductores	No conducen o lo hacen poco

Número de oxidación

El número de oxidación es aquel que representa la cantidad de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un compuesto químico determinado, ya sea en la transferencia (compuestos iónicos) o compartición de estos (compuestos covalentes) o la carga con la que queda luego de interaccionar con otro átomo.

Veamos a continuación el ejemplo del HCl (cloruro de hidrógeno), para comprender de manera sencilla el concepto. En este caso el Cl es el elemento más electronegativo (tiende a atraer hacia su nivel energético más externo al par de electrones que forman parte del enlace). El H cederá el electrón del último orbital, quedando con un protón libre en el núcleo (de allí el valor +1); el Cl captará dicho electrón y quedará con uno extra (su valor es -1). Decimos, entonces, que el número de oxidación del H en este compuesto es +1, y el del Cl -1.



Reglas a tener en cuenta para el cálculo del número de oxidación

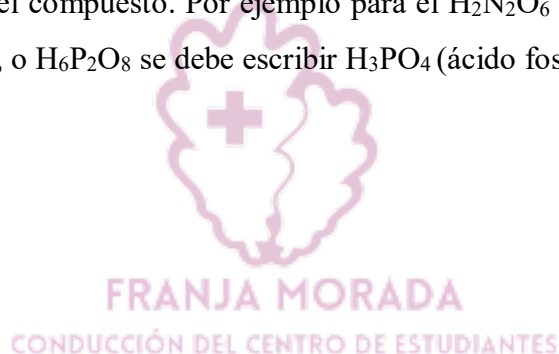
- El número de oxidación de los elementos al estado libre (es decir, cuando no están combinados formando un compuesto) es 0. Por ejemplo: Na, H₂, O₂.
- Si se suman los números de oxidación de los elementos que forman parte de un compuesto, el resultado es 0 ya que son compuestos neutros. En nuestro caso del HCl el número de oxidación del H es +1, el del Cl -1. La diferencia da 0.
- El número de oxidación de los iones monoatómicos coincide con la carga del ión. Ej: Na⁺ = +1, Cl⁻ = -1, Li⁺ = +1, etc.
- Para calcular el número de oxidación de un elemento en iones poliatómicos, se debe tener en cuenta la sumatoria de los números de oxidación de cada elemento. Por ejemplo, en el ion carbonato (CO₃⁻²) llamamos X al número de oxidación del carbono que es nuestra incógnita. Debido a que el oxígeno actúa con número de oxidación -2, se debe cumplir que (+X) + 3 (-2) = -2, donde X debe ser igual a 4; así, el carbono actúa con +4.

- En el H cuando se combina tiene número de oxidación +1, excepto en los compuestos denominados *hidruros metálicos* (los veremos más adelante), donde su valor es -1.

- El O cuando se combina tiene número de oxidación -2, excepto en los peróxidos donde es -1 (por ejemplo en el peróxido de hidrógeno o agua oxigenada, H_2O_2).

- Los **metales alcalinos (grupo IA)** con 1 electrón en el último nivel, tienen tendencia a perderlo $\Rightarrow n^0$ oxidación = +1. Por ejemplo Li, Na, K, etc. Los **metales alcalinos térreos (grupo IIA)** con 2 electrones en el último nivel, tienen tendencia a perderlos $\Rightarrow n^0$ oxidación = +2. Por ejemplo: Ca, Mg, etc. Los **Halógenos (grupo VIIA)** con 7 electrones en el último nivel tienen tendencia a ganar un electrón $\Rightarrow n^0$ oxidación = -1.

- Cuando todos los subíndices de una fórmula son múltiplos de un mismo número, se pueden dividir entre este número, obteniéndose así la fórmula simplificada del compuesto. Por ejemplo para el $H_2N_2O_6$ se debe escribir HNO_3 (ácido nítrico), o $H_6P_2O_8$ se debe escribir H_3PO_4 (ácido fosfórico).



Ejercitación unidad 1

1) Dado el siguiente esquema de la tabla periódica, indicar si las consignas son verdaderas (V) o falsas (F)

	I																		0
1																			
		II								III	IV	V	VI	VII					
2	B	G								A				E					
3	C																		D
4							F												
5																			

- A es un elemento de transición del tercer período
- B y C pertenecen al primer período
- D es un elemento químicamente inerte
- A y B tienen 2 niveles electrónicos ocupados
- B tiene mayor electronegatividad que A
- F es un elemento representativo
- G tiene tendencia a perder 2 electrones para adquirir configuración de gas noble
- B y C son gases a temperatura ambiente
- El punto de fusión de B es mayor que el de E

2) En los siguientes enunciados colocar V o F según corresponda:

- Los compuestos con enlaces covalentes presentan puntos de fusión elevados
- Los compuestos iónicos fundidos o en solución pueden conducir la corriente eléctrica
- Los halógenos y el O forman compuestos covalentes
- El NaCl es un compuesto iónico

3) En base a los valores de electronegatividad de la tabla periódica, indicar qué tipo de unión (covalente no polar, covalente polar, electrovalente) se establecerá entre los siguientes pares de elementos:

H / H

H / Cl

Cl / Na

4) Marcar con una X cuál de los siguientes compuestos presenta enlace iónico:

- a) O_2 b) CaO c) Cl_2 d) NH_4^+ e) CO_2

5) Del siguiente listado, marcar con una X en qué caso podría esperarse un enlace de tipo covalente:

- a) dos átomos de un gas noble
b) el O y un metal alcalino térreo
c) dos átomos de elementos no metálicos
d) un gas noble y un metal alcalino
e) un halógeno y un metal alcalino

6) En las siguientes sustancias indicar el número de oxidación del elemento subrayado:

- a) MgS
b) H_3 P O_3
c) CO
d) H_2 S O_4
e) $NaHC $O_3$$



FRANJA MORADA

COLECCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIOS

7) En las siguientes sustancias indicar el número de oxidación del elemento subrayado:

- a) N H_4^+
b) Mn O_4^-
c) HS O_4^-
d) HP O_4^{-2}

Unidad 2

Reacciones químicas

Se produce una reacción química cuando una o más sustancias sufren cambios para formar otras sustancias diferentes. Durante el transcurso de una reacción se producen rupturas y formaciones de nuevas uniones.

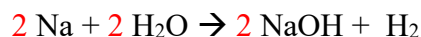
Las sustancias reaccionantes, o *reactivos* son aquellas cuyas masas van disminuyendo a medida que progresa la reacción; mientras que los *productos* de reacción son aquellos cuyas masas van aumentando.

Ecuación química: consiste en escribir las fórmulas de los reactivos y los productos, separados por una flecha que simboliza el sentido de la reacción (Fig. 9).



Figura 9. Componentes de las reacciones químicas.

Cada fórmula está precedida por un **coeficiente estequiométrico** y consta de un **subíndice** a la derecha de cada elemento que no indica la cantidad de átomos que presenta en las moléculas. Por convención, si la cantidad de moléculas y de átomos en una reacción y/o representación es 1 (uno) no se coloca. Los coeficientes estequiométricos cuando se colocan en una ecuación química que no se encuentra balanceada, nos permite balancear la cantidad de átomos de cada elemento a cada lado de la ecuación. Por ejemplo, en la formación del hidróxido de sodio (NaOH conocido vulgarmente como “soda cáustica”). Su fórmula es NaOH (lo desarrollaremos más adelante).



Cuando se realiza el balanceo, *nunca se deben modificar las fórmulas de los reactivos y los productos*. En esta ecuación representamos y utilizamos el **método del tanteo** de balanceo de ecuaciones químicas, el cual consiste en contar los elementos del lado de los reactivos y los productos, y modificar el/los coeficiente/s estequiométricos de cada sustancia hasta que se igualen las cantidades de reactivos y productos, tal como lo plantea la *Ley de conservación de las masas*. Si bien existen otras maneras de balancear las ecuaciones químicas, nosotros solo mencionamos esta ya que las demás escapan a la importancia de este módulo.

Clasificación de las reacciones químicas

Si bien existen varias clasificaciones de reacciones químicas, nosotros vamos a tomar una de ellas que nos serán de gran utilidad al estudiar aquellas que ocurren en los seres vivos desde el punto de vista termodinámico y metabólico:

- *Sin transferencia de electrones* (no cambia el número de oxidación de ninguno de los elementos participantes de la reacción).
- *Con transferencia de electrones* (hay cambios en el número de oxidación, se denominan reacciones **redox** o de **óxido-reducción**).

Veamos algunos ejemplos:

1) Sin transferencia de electrones



Este es el caso de la formación del cloruro de sodio; observemos que a ambos lados de la flecha que indica el sentido de la reacción química, los números de oxidación son idénticos para cada átomo tanto en los reactivos y los productos formados. Por lo tanto, es una reacción sin transferencia de electrones.

2) Con transferencia de electrones. Reacción redox.



Veamos cada una de las hemirreacciones por separado:



En este caso el Na pierde electrones, su número de oxidación aumenta, el Na se **oxida**.



El O gana electrones, su número de oxidación disminuye, el O se **reduce**.

Las reacciones redox son muy importantes en los seres vivos. El sistema conocido como “cadena respiratoria” posee componentes capaces de oxidarse y reducirse para poder transportar H^+ y e^- . Esto es primordial para la formación de un compuesto que posee en sus enlaces gran cantidad de energía química acumulada, el ATP. Todo esto ocurre en la mitocondria, una organela maravillosa ubicada en el interior de las células eucariotas.

Tipos de compuestos inorgánicos

Recordemos que los átomos tienden a reaccionar entre sí para llegar a la estabilidad electrónica de un gas noble. Los compuestos inorgánicos no suelen ser de gran complejidad y siguen cierto patrón al estudiar las relaciones que se establecen con otros elementos al reaccionar químicamente. Al representar y nombrar los compuestos químicos formados tras una reacción química, hay una serie de reglas a tener en cuenta para representar y nombrar los compuestos de forma correcta para evitar confusiones. En relación a la manera de escribir los compuestos inorgánicos, siempre se los coloca en la primera parte de la fórmula (de izquierda a derecha) a los elementos situados a la izquierda de la tabla periódica, es decir los más electropositivos, seguidos de los situados a la derecha de la tabla periódica que son los más electronegativos. En lo que refiere a las nomenclaturas de los compuestos inorgánicos, primero se nombra el/los átomo/s de la parte aniónica del compuesto seguido del/los átomo/s de la parte catiónica, por ejemplo el Na_2O es el óxido sódico donde el O es el átomo electronegativo y el Na electropositivo.

Cuando nosotros queremos formular un compuesto existen distintos tipos de nomenclaturas, por lo que vamos a ver las más importantes que aparecen para nombrar los diferentes compuestos. La nomenclatura química es un método para nombrar a los compuestos, existen varias de ellas. Una es la nomenclatura **estequiométrica** o **sistemática** que es la propuesta por la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) está también la nomenclatura de **Stock** y tenemos también la nomenclatura **tradicional, común o clásica** que describe el modo en que se empezaron a nombrar los diferentes compuestos inicialmente. Si bien esta nomenclatura continúa apareciendo en los textos de química, su utilización no es muy recomendada por la IUPAC. Veamos en qué consiste cada una de ellas:

- La nomenclatura estequiométrica, consiste en la utilización de *prefijos numerales griegos* para indicar el número de átomos de cada elemento que tenemos dentro de una fórmula química. Entonces tenemos por ejemplo el prefijo *mono* para un átomo, *di* para dos, *tri* para tres, *tetra* para cuatro, etc. El prefijo mono se suele omitir cuando en la estequiometría de las especies atómicas de una molécula sea uno. Por ejemplo tenemos distintos compuestos como el formado por Fe y Cl que sería tricloruro de hierro (FeCl_3) y ponemos el prefijo tri, para el caso de la combinación del H y el S será el sulfuro de hidrógeno (H_2S). Pero en el caso de CaO , como hay un átomo tanto de calcio y oxígeno, el prefijo mono se lo utiliza al inicio de la nomenclatura para nombrar al compuesto monóxido de calcio.

- En la nomenclatura Stock se indica el *número de oxidación* con números romanos entre paréntesis al final del nombre del elemento. Cuando el número de oxidación es una sola posibilidad en un elemento, no suele indicarse, aunque puede hacerse igualmente. Por ejemplo el óxido de plata (I) ya que la plata tiene un único número de oxidación +1, el óxido de cobre (I o II) debido a que el cobre puede actuar con la valencia +1 o +2, en el caso del Fe (II o III) que posee los estados de oxidación +2 y +3, el Au +1 y +3 (I o III), etc.
- Para la nomenclatura tradicional se añade un *prefijo* y/o un *sufijo* al nombre del elemento según el número de oxidación con que actúen los átomos de un compuesto. Si el número de oxidación del elemento es único (positivo o negativo) el sufijo que se le coloca es *ico*, en el caso que tenga dos números de oxidación se utilizan dos sufijos, *oso* para el de menor valencia e *ico* para el número de oxidación mayor. Si sucede que el elemento posee tres estados de oxidación (como ocurre con el S al combinarse con el O) utilizamos el prefijo *hipo* seguido del sufijo *oso* para la menor valencia, el sufijo *oso* es para la valencia intermedia y para la mayor se utiliza el sufijo *ico*. Sin embargo existen otros elementos que pueden actuar con hasta cuatro estados de oxidación, ante esto utilizaríamos el prefijo *hipo* para el de menor valencia seguido del sufijo *oso*, en el estado de oxidación intermedio menor solamente el sufijo *oso*, para el estado de oxidación intermedio mayor que sería la tercer valencia sería el sufijo *ico* y para la valencia mayor utilizaríamos el prefijo *per* seguido del sufijo *ico*. Por ejemplo aquí tenemos el caso del Cl que puede actuar con las valencias + 1, 3, 5, 7. Debemos ser precavidos al momento de seleccionar los posibles estados de oxidación de un elemento, ya que en primer lugar (como hemos visto al estudiar los números de oxidación) debemos tener en cuenta la carga del compuesto si es neutro o no lo es. En segundo lugar hay que observar detenidamente los átomos que forman parte de un compuesto, ya que el comportamiento electropositivo o electronegativo de los mismos, dependerá de los demás elementos que formarán un determinado compuesto, por ejemplo en el caso de los hidruros metálicos el H se comporta como electronegativo mientras que en los hidruros no metálicos el H tiene características de elemento electropositivo. De manera que la propiedad electronegatividad y el radio atómico son fundamentales para comprender la reactividad de los átomos.

Dentro de las sustancias inorgánicas podemos tener sustancias monoatómicas o poliatómicas, las sustancias monoatómicas como su nombre lo indica están formadas por un solo átomo cargado eléctricamente (como catión o anión) o no estarlo y se nombran con la nomenclatura Stock, sistemática o el sistema de Ewens-Basset en caso que se trate de sustancias cargadas eléctricamente. Los metales y el carbono son monoatómicos y se los nombra con su designación de acuerdo al nombre de cada uno sin ninguna particularidad. En cambio los no metales pueden presentar en su estado libre más de un átomo, por lo que se utilizan distintas nomenclaturas para nombrarlos (Tablas 2 y 3)

Tabla 2. Principales sustancias gaseosas en sus estados mono y poliatómico.

Sustancia	Nombre sistemático	Nombre tradicional
H ₂	Dihidrógeno	Hidrógeno
N ₂	Dinitrógeno	Nitrógeno
O ₂	Dioxígeno	Oxígeno
O ₃	Trioxígeno	Ozono
H	Monohidrógeno	Hidrógeno atómico
N	Mononitrógeno	Nitrógeno atómico
O	Monooxígeno	Oxígeno atómico
F ₂	Diflúor	Flúor
Cl ₂	Dicloro	Cloro
I ₂	Diiodo	Yodo
Cl	Monocloro	Cloro atómico
P ₄	Tetrafósforo	Fósforo blanco
S ₆	Hexaazufre	-

Tabla 3. Principales iones y cationes mono y poliatómicos.

Catión	Nombre Stock	Ewens-Basset	Nombre común
K ⁺	Catión potasio (I)	Ion potasio (+)	Ion potasio
Ca ⁺²	Catión calcio (II)	Ion calcio (+ ²)	Ion calcio
Fe ⁺²	Catión hierro (II)	Ion hierro (+ ²)	Ion ferroso
Fe ⁺³	Catión hierro (III)	Ion hierro (+ ³)	Ion férrico
Cu ⁺¹	Catión cobre (I)	Ion cobre (+ ¹)	Ion cuproso
Cu ⁺²	Catión cobre (II)	Ion cobre (+ ²)	Ion cúprico
H ₃ ⁺	-	Ion trihidrógeno (+)	-
S ₄ ⁺²	-	Ion tetraazufre (+ ²)	-
Anión			
H ⁻	-	Ion hidruro (-)	Ion hidruro
N ⁻³	-	Ion nitruro (-)	Ion nitruro
P ⁻³	-	Ion fosfuro (- ³)	Ion fosfuro
S ⁻²	-	Ion sulfuro (- ²)	Ion sulfuro
Cl ⁻	-	Ion cloruro (-)	Ion cloruro

Ahora veamos cuáles son los compuestos más comunes que se forman en química inorgánica (Fig. 10).

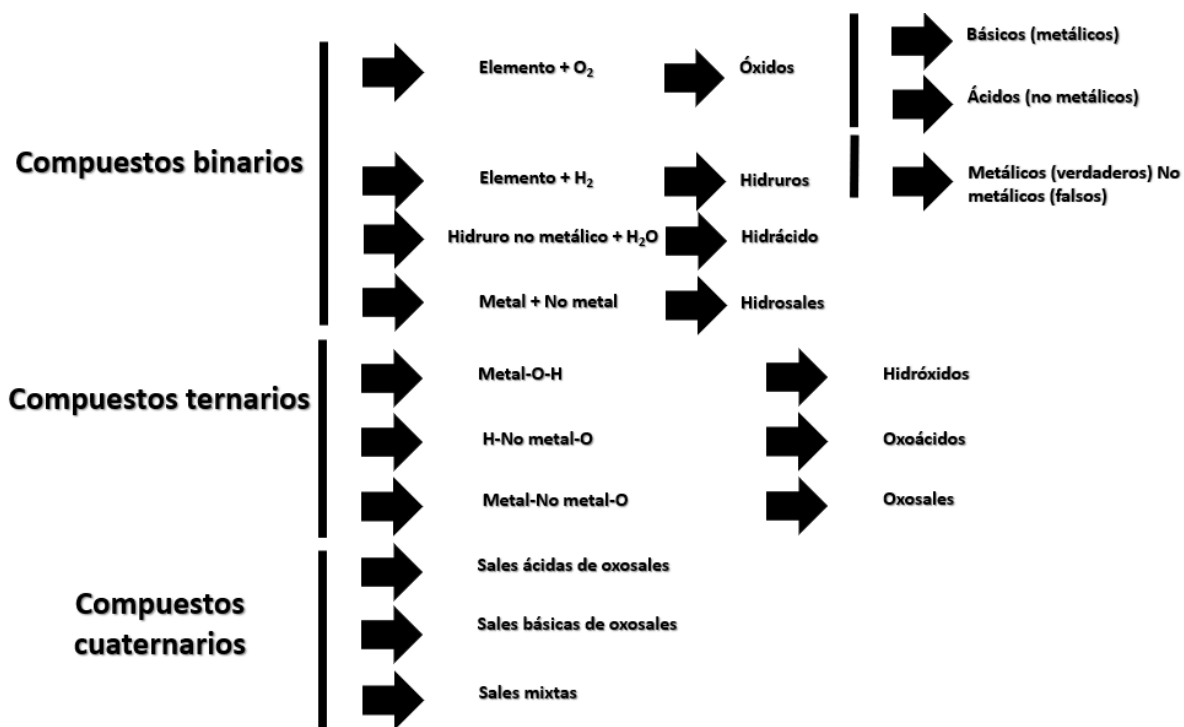
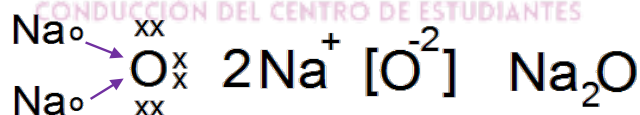


Figura 10. Formación de compuestos inorgánicos.

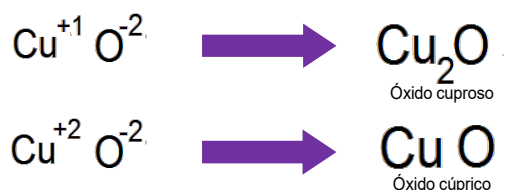
Óxidos básicos: se forman a partir de un metal que reacciona con el oxígeno. Son compuestos iónicos (forman partículas con cargas).

Veamos como ejemplos la formación del óxido de sodio y el óxido de cobre.



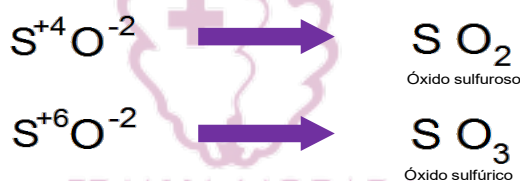
Para nombrar a los óxidos básicos, primero se antepone la palabra *óxido* seguido de la *raíz del metal* y la parte restante dependerá del tipo de nomenclatura que se utilice. En la nomenclatura sistemática este compuesto es el monóxido de sodio, la Stock será el óxido de sodio u óxido de sodio (I) nótese que luego de la palabra óxido siempre se agrega la preposición *de* seguida del nombre y estado de oxidación del metal; mientras que para la nomenclatura tradicional este compuesto será el óxido sódico. Para obtener los subíndices de las fórmulas de los diferentes óxidos, se pueden intercambiar los números de oxidación.

Cuando el metal presenta más de un número de oxidación posible, es necesario adicionar más información en la nomenclatura. Veamos el caso del Cu (cobre), que posee dos números de oxidación (+1 y +2):



En este caso solo se representó la nomenclatura tradicional para ambos óxidos, sin embargo al Cu_2O lo podríamos llamar monóxido de dicobre u óxido de cobre (I) y para el CuO será el monóxido de cobre u óxido de cobre (II), según las nomenclaturas sistemática y de Stock respectivamente.

Óxidos ácidos (anhídridos): se forman a partir de un no metal que reacciona con el oxígeno. Son compuestos covalentes, ya que comparten sus electrones para llegar a su octeto. En estos casos los no metales que reaccionan con el O, suelen tener varios estados de oxidación. Veamos a continuación la formación de algunos óxidos del S:



Para la nomenclatura de estos compuestos, se antepone la palabra *óxido* o *anhídrido* seguido de la *raíz del no metal* correspondiente y la nomenclatura que se quiera utilizar, por ejemplo aquí se utiliza la tradicional ya que aparecen los sufijos *oso* e *ico*, aunque el SO_2 se podría denominar también como dióxido de azufre u óxido/anhídrido de azufre (IV) y para el SO_3 será el trióxido de azufre u óxido/anhídrido de azufre (VI). Otros ejemplos de importancia en los seres vivos:

CO (óxido carbonoso, anhídrido carbonoso, óxido de carbono (II) o monóxido de carbono) sustancia muy tóxica para la respiración celular.

CO_2 (óxido carbónico, anhídrido carbónico, óxido de carbono (IV) o dióxido de carbono), producto de desecho del metabolismo los seres vivos.

Para el caso del Cl que puede actuar con hasta cuatro estados de oxidación, los óxidos formados son los siguientes:

Cl_2O : (óxido hipocloroso, anhídrido hipocloroso, óxido de cloro (I) o monóxido de dicloro).

Cl_2O_3 : (óxido cloroso, anhídrido cloroso, óxido de cloro (III) o trióxido de dicloro).

Cl_2O_5 : (óxido clórico, anhídrido clórico, óxido de cloro (V) o pentóxido de dicloro).

Cl_2O_7 : (óxido perclórico, anhídrido perclórico, óxido de cloro (VII) o heptóxido de dicloro).

Peróxidos

Son aquellos compuestos en los que el oxígeno se une a los metales pero lo hace con el estado de oxidación -1, ya que el oxígeno aquí está como grupo *peroxo* (O_2^{-2}). Veamos algunos ejemplos:

$\text{Na} + \text{O}_2^{-2} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$ peróxido de sodio.

$\text{Ca} + \text{O}_2^{-2} \rightarrow \text{CaO}_2$ peróxido de calcio.

$\text{Al} + \text{O}_2^{-2} \rightarrow \text{Al}_2(\text{O}_2)_3$ peróxido de aluminio.

$\text{H}_2 + \text{O}_2^{-2} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$ peróxido de hidrógeno o agua oxigenada.

Compuestos binarios del hidrógeno

A) hidruros metálicos (hidruros verdaderos): se forman cuando un metal se combina con el hidrógeno. Los metales que se combinan con el H, suelen tener solo un estado de oxidación, como los elementos del grupo IA, IIA (salvo algunas excepciones) y algunos del grupo B como el Al. Son compuestos iónicos, en donde el H participa con número de oxidación -1. La nomenclatura dependerá del sistema a utilizar. En caso de emplear la nomenclatura sistemática, se coloca el prefijo numérico (cantidad de H) seguido de la palabra *hidruro* y el metal correspondiente. Si se utilizara la nomenclatura tradicional, nombraremos a estos compuestos como hidruro, seguido de la raíz del metal y la terminación correspondiente y finalmente en la nomenclatura Stock se menciona hidruro del metal que corresponda y se coloca entre paréntesis el número de oxidación. Aquí se utiliza principalmente la nomenclatura sistemática. Veamos algunos ejemplos:

$\text{Na}^{+1} \text{H}^{-1} \rightarrow \text{NaH}$ monohidruro de sodio, hidruro sódico o hidruro de sodio (I).

$\text{Ca}^{+2} \text{H}^{-1} \rightarrow \text{CaH}_2$ dihidruro de calcio, hidruro cálcico o hidruro de calcio (II).

$\text{Fe}^{+3} \text{H}^{-1} \rightarrow \text{FeH}_3$ trihidruro de hierro, hidruro férrico o hidruro de hierro (III).

$\text{Sn}^{+4} \text{H}^{-1} \rightarrow \text{SnH}_4$ tetrahidruro de estaño, hidruro estánnico o hidruro de estaño (IV).

B) hidruros no metálicos (falsos hidruros): se forman cuando un no metal reacciona con el hidrógeno. Son compuestos covalentes, en donde el H participa con número de oxidación +1 y los no metales que intervienen siempre tendrán su número de oxidación negativo. A temperatura ambiente estos compuestos son gases, por lo que suele colocarse en la parte final de la fórmula a modo de subíndice indicando dicho estado entre paréntesis (g) con excepción del amoníaco (NH₃) que es líquido (l). Si bien la bibliografía sugiere que los hidruros no metálicos comprenden únicamente los elementos del grupo 3 al 5A, y que los elementos de los grupos 6 y 7A formarían los haluros de hidrógeno, nosotros a fines prácticos los agrupamos a todos los elementos no metálicos que se combinen con H dentro de los hidruros no metálicos. Para designar a los hidruros no metálicos se comienza con la nomenclatura sistemática que menciona el elemento más electronegativo, de manera que se *nombra la raíz del no metal* y se le agrega el sufijo *uro* y finalmente se agrega “*de hidrógeno*”. Para algunos hidruros no metálicos, se puede utilizar también la nomenclatura tradicional, como sucede con el NH₃ (amoníaco). A modo de ejemplo podemos citar al H₂S(g) sulfuro de dihidrógeno, HCl(g) cloruro de hidrógeno, NH₃(l) (nitruro de hidrógeno, amoníaco).

Hidróxidos, bases o álcalis: son compuestos ternarios que se obtienen por reacción de un óxido básico con el agua. Se puede escribir directamente la fórmula final del hidróxido, colocando tantos OH⁻ (oxhidrilos) como números de oxidación tenga el metal, ya que cada anión OH⁻ posee como valencia -1, ya que de restar -2 (O) a +1 (H) surge la carga final de este anión que caracteriza este grupo de sustancias. En cuanto a la nomenclatura dentro del sistema tradicional podemos distinguir dos casos, cuando el elemento metálico tiene solamente un número de oxidación hay dos modos de nombrarlos. Se antepone la palabra hidróxido seguido de la *raíz del metal* terminado en *ico* o simplemente hidróxido de y a continuación el *nombre de la raíz del metal*. Por ejemplo el hidróxido de sodio o hidróxido sódico NaOH, del mismo modo tendremos el hidróxido de magnesio o hidróxido magnésico Mg(OH)₂ en este caso como hay más de un oxhidrilo se colocan entre paréntesis. También podemos mencionar al hidróxido de aluminio o hidróxido aluminico Al(OH)₃. Cuando hay dos números de oxidación tendremos que utilizar las terminaciones *oso* o *ico* para indicar el menor y el mayor número de oxidación del metal respectivamente. Por ejemplo en el caso del hierro cuyos números de oxidación son +2 y +3 originarán el hidróxido ferroso Fe(OH)₂ y el hidróxido férrico Fe(OH)₃. Aquí vemos que el número de oxidación del hierro es el que aparece

como subíndice del ion hidroxilo del mismo modo que aquí dos y tres representan los subíndices del hierro. Con el sistema de Stock la nomenclatura consistiría en indicar primero *hidróxido de* y a continuación el *nombre de la raíz del metal* y posteriormente el *número de oxidación del metal en numeración romana* entre paréntesis. En el caso anterior tendríamos el hidróxido de hierro (II) y el hidróxido de hierro (III) y en el caso de estaño que tiene números de oxidación +2 y +4 se obtiene el hidróxido de estaño (II) y el hidróxido de estaño (IV). En la nomenclatura sistemática utilizaríamos los prefijos numerales conocidos *di, tri, tetra*, etc, y la estructura del nombre sería el prefijo que nos indica el número de iones hidroxilo y a continuación el nombre del metal tendríamos entonces siguiendo los ejemplos anteriores dihidróxido y trihidróxido de hierro o dihidróxido y tetrahidróxido de estaño. Existen algunos casos particulares cuando el amoníaco cuando se solubiliza en el agua: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{OH})^{-1}$: NH_4OH (**hidróxido de amonio**).

Ácidos oxoácidos: Son sustancias ternarias que se forman a partir de la condensación de un óxido ácido principalmente (aunque veremos dos casos de óxidos básicos que también pueden generar estos compuestos) y una molécula de agua. También encontramos algunos ácidos que tienen la capacidad de reaccionar con más de una molécula de agua (polihidratados) y los peroxoácidos en los que se sustituye uno de los átomos de hidrógeno por el no metal de estos ácidos. Estos oxoácidos están formados por un no metal de ubicación central en la fórmula, átomos de hidrógeno y oxígeno de manera que se cumpla el principio de electroneutralidad teniendo en cuenta los números de oxidación +1 y -2 respectivamente del hidrógeno y del oxígeno. Algunos de los ácidos más conocidos son el nítrico (HNO_3), ácido sulfúrico (H_2SO_4) y el carbónico (H_2CO_3) o el particular ácido polihidratado fosfórico (H_3PO_4) los cuales se forman de la siguiente manera:



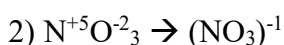
$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ y $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$ (dipróticos) libera dos protones al disociarse.



¿Cómo escribir la fórmula de los oxoácidos, sin escribir las ecuaciones de obtención?

- 1) Se escribe el no metal y se indica su número de oxidación
- 2) Se escribe el oxígeno y teniendo en cuenta que su número de oxidación es -2, se colocan tantos oxígenos como sean necesarios para superar la carga positiva del no metal.
- 3) Se anteponen tantos hidrógenos (número de oxidación +1) como sean necesarios para que el compuesto final sea eléctricamente neutro.

Veamos el ejemplo del ácido nítrico (HNO_3), se utiliza la mayor valencia, o sea +5



En disolución acuosa estos ácidos son capaces de disociarse en partículas cargadas eléctricamente, el o los protones y la base conjugada aniónica. De acuerdo a la cantidad de protones que posea un ácido en su estructura, se denominarán monopróticos, dipróticos y tripróticos según haya uno, dos o tres átomos de iones hidrógeno, y cada anión resultante también tendrá una denominación característica. Veamos en la tabla 4 que plantea la nomenclatura Stock de los oxoácidos, cómo se nombran los principales aniones resultantes de la disociación de los ácidos en solución acuosa, lo cual nos será de gran utilidad al estudiar las sales binarias, ternarias y cuaternarias.

Tabla 4. Denominación de los distintos sufijos y prefijos a utilizar en la disociación de los ácidos.

Posibles n° de oxidación	Prefijos-sufijos oxoácido	Prefijos-sufijos anión
uno	-ico	-ato
dos	n° ox. menor → -oso	-ito
	n° ox. mayor → -ico	-ato
tres	n° ox. menor → -hipo...oso	-hipo...ito
	n° ox. intermedio → -oso	-ito
	n° ox. mayor → -ico	-ato
cuatro	n° ox. menor → -hipo...oso	-hipo...ito
	n° ox. intermedio menor → -oso	-ito
	n° ox. intermedio mayor → -ico	-ato
	n° ox. mayor → -per...ico	-per...ato

Para el caso del HNO_3 el anión resultante será el NO_3^- (nitrato), H_2CO_3 dará el HCO_3^- (bicarbonato, carbonato ácido o hidrógeno carbonato) y el CO_3^{2-} (carbonato) debido a que el carbono puede actuar con las valencias +2 y +4, aquí lo hace con la mayor. Para el H_2SO_4 va a formar el HSO_4^- (sulfato ácido o monohidrógeno sulfato) y el SO_4^{2-} (sulfato) ya que el azufre aquí con la valencia +6 que es la mayor de las tres posibles.

También hay dos casos donde el átomo central es un metal de transición, los más conocidos son los ácidos derivados del cromo y el manganeso donde tenemos el ácido crómico (H_2CrO_4) y el dicrómico (H_2CrO_7) y en el caso del manganeso tendríamos para el estado de oxidación +6 del manganeso el ácido mangánico (H_2MnO_4) y para el número de oxidación +7 el ácido permangánico (HMnO_4). Obsérvese que en todos los casos las fórmulas de los oxoácidos pueden deducirse fácilmente considerando el principio de electroneutralidad con este estado de oxidación y considerando que el oxígeno siempre es -2 y el hidrógeno +1 podemos deducir fácilmente las estructuras las fórmulas de los ácidos correspondientes.

En el caso de los ácidos polihidratados según el sistema tradicional por ejemplo el ácido fosfórico H_3PO_4 en una primera disociación dará el H_2PO_4^- (fosfato diácido o dihidrógeno fosfato) en una segunda disociación generará el HPO_4^{2-} (fosfato monoácido o monohidrógeno fosfato) y finalmente el PO_4^{3-} (fosfato).

Según el sistema de nomenclatura Stock para nombrar a los ácidos oxoácidos veremos dos opciones, en el primer caso el nombre de la fórmula la obedece al uso de los prefijos *mono*, *di* o *tri* y el término *oxo* que nos indica el número de átomos de oxígeno que hay en la molécula, seguido del nombre del elemento central terminado en el sufijo *ato* sin importar si el no metal posee varios estados de oxidación y a continuación entre paréntesis el estado de oxidación con numeración romana para finalmente adicionar el término *de hidrógeno*. Por ejemplo en el caso del azufre cuando actúa con los estados de oxidación +4 y +6 para formar los siguientes oxoácidos:

H_2SO_3 trioxosulfato (IV) de hidrógeno. Con su anión SO_3^{2-} trioxosulfato (IV)

H_2SO_4 tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno. Con su anión SO_4^{2-} tetraoxosulfato (VI).

Otra alternativa de nombrar a los oxoácidos y sus aniones es anteponer la palabra *ácido*, si corresponde un prefijo que indique la cantidad de átomo de oxígeno seguido del prefijo *oxo*, luego el elemento no metálico con terminación *-ico* y finalmente se coloca entre paréntesis el estado de oxidación en números romanos. Veamos algunos ejemplos:

HClO ácido oxoclórico (I)

HClO_2 ácido dioxoclórico (III)

HClO_3 ácido trioxoclórico (V)

HClO_4 ácido tetraoxoclórico (VII)

H_2CO_3 ácido trioxocarbónico (IV)

H_2SO_4 ácido tetraoxosulfúrico (VI)

Otros oxoácidos se pueden considerar derivados de la unión de una molécula de óxido no metálico con varias moléculas de agua, el caso más importante a saber es la reacción del óxido fosfórico con una, dos o tres moléculas de agua:

$P_2O_5 + H_2O \rightarrow 2 HPO_3$ trioxofosfato (V) de hidrógeno, ácido trioxofosfórico (V) o ácido metafosfórico)

$P_2O_5 + 2 H_2O \rightarrow H_4PO_7$ heptaoxofosfato (V) de hidrógeno, ácido heptaoxofosfórico (V) o ácido pirofosfórico.

$P_2O_5 + 3 H_2O \rightarrow 2 H_3PO_4$ tetraoxofosfato (V) de hidrógeno, ácido tetraoxofosfórico (V), ácido ortofosfórico o simplemente ácido fosfórico.

Los diácidos también se pueden considerar derivados de la unión de dos moléculas de ácido con eliminación de una de agua, el caso más conocido y muy importante es el ácido dicrómico (H_2CrO_4). El ácido dicrómico es importante sobre todo por formar el dicromato de potasio ($H_2Cr_2O_7$) cuya reacción se muestra a continuación:

$2 H_2CrO_4 \rightarrow H_2Cr_2O_7 + H_2O$ nomenclatura tradicional: ácido dicrómico, nomenclatura Stock: heptaoxidicromato (VI) de hidrógeno.

Los peroxoácidos se forman por la sustitución de un átomo de oxígeno de una unión óxido (O^{-2}) por el anión peroxo (O_2^{-2}). Nótese que el anión peroxo tiene la misma carga que el anión óxido pero estos son dos átomos de oxígeno unidos por un enlace covalente entre sí y que por tanto en conjunto tiene dos valencias libres. Veamos un ejemplo de peroxoácido:

H_2SO_5 o $H_2SO_3(O_2)$ ácido peroxisulfúrico (nomenclatura tradicional).

Finalmente veremos a los tioácidos, en los que un átomo de oxígeno puede sustituirse por uno de azufre, por ejemplo el $H_2S_2O_3$ (ácido tiosulfúrico) muy importante en la formación de sales.

El **pH** es un parámetro bioquímico que indica el grado de acidez o alcalinidad de una disolución. El pH indica la concentración de iones hidrógeno $[H]^+$ presentes en determinadas disoluciones. La sigla significa: **potencial hidrógeno**. Este término fue acuñado por el bioquímico danés Sørensen (1868-1939), quien lo definió en 1909 como el opuesto del logaritmo en base 10 o el logaritmo negativo de la concentración de iones hidrógeno. El término "pH" se ha utilizado universalmente por lo práctico que resulta para evitar el manejo de cifras largas y complejas. En disoluciones diluidas, en lugar de utilizar la actividad del ion hidrógeno, se le puede aproximar empleando la concentración molar del ion hidrógeno. Por ejemplo, una concentración de $[H_3O^+] = 1 \times 10^{-7} M$, lo que equivale a: 0.0000001 M y que finalmente es un pH de 7, ya que $pH = -\log [10^{-7}] = 7$.

En disolución acuosa, la escala de pH varía, típicamente, de 0 a 14. Son **ácidas** las disoluciones con pH menores que 7 (el valor del exponente de la concentración es mayor, porque hay más iones hidrógeno en la disolución). Por otro lado, las disoluciones **alcalinas** tienen un pH superior a 7. La disolución se considera neutra cuando su pH es igual a 7, por ejemplo el agua.

Bicarbonatos y fosfatos son importantes elementos que participan en la regulación del pH de fluidos biológicos como la sangre, cuyo rango de valores máximo y mínimo son estrechos y cualquier modificación abrupta podría acarrear serios problemas para la salud de un individuo. Se los suele denominar soluciones “buffer”, “tampones” o “amortiguadores”.

Hidrócidos: resultan de la reacción de un hidruro no metálico (grupo 6 o 7A) con el agua. En general se presentan disociados en medio líquido. Veamos algunos ejemplos:
 $\text{HCl}_{(g)} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl}_{(ac)} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ (anión cloruro) $\text{H}_2\text{S}_{(g)} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{S}_{(ac)} \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ (anión sulfuro). Al escribir la fórmula de estos compuestos, el H se coloca hacia la izquierda por ser más electropositivo que el otro no metal que contiene número de oxidación negativo y en caso de tener varias valencias siempre se utiliza la menor de ellas en estos compuestos. En su nomenclatura tradicional se antepone la palabra *ácido*, seguido del derivado del hidruro no metálico que reaccionó con el agua con el sufijo *hídrico* ya que están en medio acuoso y el no metal tiene un solo número de oxidación, por lo que se le agrega el subíndice que así lo especifica _(ac). Por ejemplo el $\text{HCl}_{(ac)}$ (ácido clorhídrico) es muy importante a nivel del estómago de los mamíferos, debido a que colabora para fomentar el inicio de la digestión de las proteínas de la alimentación.

Sales: se obtienen por reacciones de neutralización, las que tienen lugar cuando reacciona un ácido con un hidróxido con la consecuente formación de una sal + agua. Existen diferentes tipos de sales: *binarias* (hidrosales neutras y volátiles), *ternarias* (oxosales) y *cuaternarias* (ácidas, básicas y mixtas de oxosales). Antes de describir cada tipo de sal, describiremos en la siguiente tabla los principales cationes y aniones producto de la disociación de las bases y ácidos al encontrarse en el medio acuoso (Tabla 5) esto nos será de gran ayuda al momento de formular los distintos tipos de sales a partir de los reactivos.

Tabla 5. Denominación de los principales aniones y cationes que participan en la formación de las sales.

Aniones	Nombres
NO_3^-	Ion nitrato (V)
NO_2^-	Ion nitrato (III)
CO_3^{2-}	Ion carbonato
Br^-	Ion bromuro
SO_3^{2-}	Ion sulfato (IV) – sulfito
SO_4^{2-}	Ion sulfato (VI) – sulfato
PO_4^{3-}	Ion fosfato
S^{2-}	Ion sulfuro
MnO_4^-	Ion permanganato (VII)
ClO^-	Ion clorato (I) – hipoclorito
ClO_2^-	Ion clorato (III) – clorito
ClO_3^-	Ion clorato (V) – clorato
ClO_4^-	Ion clorato (VII) – perclorato
Cationes	Nombres
K^+	Ion potasio
Na^+	Ion sodio
Ag^+	Ion plata
Mg^{+2}	Ion magnesio
Ca^{+2}	Ion calcio
Zn^{+2}	Ion zinc
Fe^{+2}	Ion hierro (II) – ferroso
Fe^{+3}	Ion hierro (III) – férrico
Cu^+	Ion cobre (I) - cuproso
Cu^{+2}	Ion cobre (II) - cúprico
NH_4^+	Ion amonio
Au^+	Ion oro (I) – auroso
Au^{+3}	Ion oro (III) - áurico

¿Cómo escribir la fórmula de una sal correctamente? Deben seguirse los siguientes pasos para un resultado correcto:

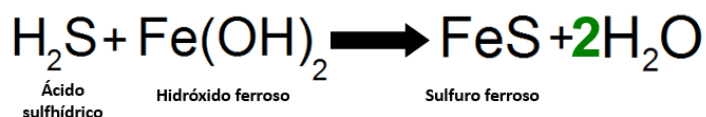
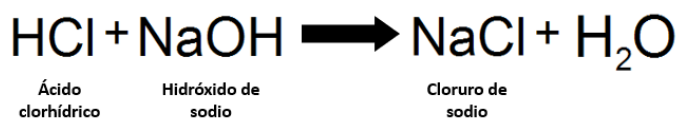
- Se debe relacionar el nombre de la sal con el nombre del anión y el catión que la conforman.
- Primero se debe escribir el símbolo del catión hacia la izquierda y el del anión hacia la derecha.
- Hay que analizar las cargas de los aniones y cationes para equilibrar las cargas eléctricas de manera que quede neutralizado el compuesto.
- En caso de haber más de un catión se lo designa con el subíndice correspondiente.
- Si hubiera más de un anión, debe representarse dentro de un paréntesis, antes de colocar el subíndice que indique la cantidad de aniones presentes en la sal.

Sales binarias (hidrosales)

Dentro de este grupo tenemos a las sales neutras formadas por un metal y un no metal, en estos compuestos los no metales representa el elemento electronegativo y el metal es electropositivo, por lo que son moléculas de carácter iónico; y las sales volátiles formadas por dos no metales distintos, de manera que son covalentes.

Las sales neutras se forman tras reaccionar un hidróxido y un hidrácido, preferentemente utilizan el sistema de nomenclatura Stock, en el cual se nombra el *no metal* con el sufijo *uro*, seguido del *metal* y si corresponde el *número de oxidación entre paréntesis*.

Veamos una reacción de formación de una sal binaria:



Ahora veamos algunos ejemplos:

NaF: fluoruro de sodio

MgCl₂: cloruro de magnesio

Al₂S₃: sulfuro de aluminio

FeS: sulfuro de hierro (II)

Cu₂Br: bromuro de cobre (I)

A continuación veamos otros ejemplos con los demás sistemas de nomenclatura:

Compuesto	Sistemática	Stock	Tradicional
NaCl	cloruro de sodio	cloruro de sodio	cloruro de sodio
AuCl ₃	tricloruro de oro	cloruro de oro (III)	cloruro áurico
K ₂ S	sulfuro de dipotasio	sulfuro de potasio	sulfuro potásico

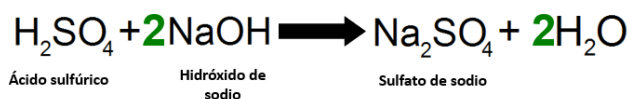
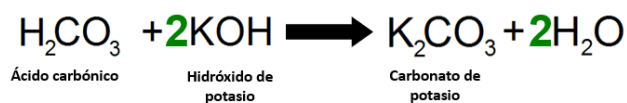
En las sales volátiles se prefiere utilizar la nomenclatura sistemática comenzando a nombrar el *no metal más electronegativo* con el sufijo *uro* seguido de la preposición *de* y el elemento *no metálico más electropositivo*. Veamos algunos ejemplos con las nomenclaturas sistemática y de Stock:

NF₃: trifluoruro de nitrógeno, cloruro de nitrógeno (III)

CCl₄: tetraclouro de carbono, cloruro de carbono (IV)

Sales ternarias (oxosales)

Son combinaciones resultantes de la reacción entre cationes y aniones procedentes de un hidróxido y un oxoácido que se ha disociado completamente. Veamos algunas de ellas y sus nomenclaturas. En el sistema Stock primero se nombra el *anión*, luego la preposición *de* seguido del nombre del *cation* y el *estado de oxidación en numeración romana* si corresponde. La nomenclatura tradicional basada en prefijos y sufijos tiene en cuenta en caso de tener un solo estado de oxidación el metal, nombrará primero el *anión*, luego la preposición *de* seguido del *cation* o el nombre del *anión y cation* directamente. En caso que haya más de un estado de oxidación se comienza a nombrar el nombre del anión y el cation con el sufijo que corresponda.



Veamos algunos ejemplos:

Fe(NO₃)₃: nitrato de hierro (III) o nitrato férrico.

Nitrato ferroso: Fe(NO₃)₂.

Ca₃(PO₄)₂: fosfato de calcio o fosfato cálcico.

NH₄NO₃: nitrato de amonio o nitrato amónico.

En el sistema de nomenclatura Stock, se escribe un *prefijo* que indique el *número de átomos de carbono*, el término *oxo* seguido del *elemento central* y el sufijo *ato*, luego el *número de oxidación* entre paréntesis, finalmente el *cación* y si corresponde en este último también colocar el *número de oxidación* del mismo. Veamos algunos ejemplos:

Na_2SO_4 : tetraoxosulfato (VI) de sodio, CuCO_3 : trioxocarbonato (IV) de cobre (II)

En caso que haya más de un anión en la fórmula, esto se indica anteponiendo los prefijos *bis*, *tris* o *tetrakis* al nombre del anión rodeado de corchetes. Veamos algunos ejemplos:

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$: tris[tetraoxosulfato (VI)] de hierro (III), $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$: bis[tetraoxofosfato (V)] cálcico

La nomenclatura sistemática plantea la descripción de la fórmula química empleando prefijos numerales, la manera de denominar a estos compuestos apunta a utilizar un *prefijo* que indique el *número de átomos de carbono*, el término *oxo* seguido del anión, luego la preposición *de*, nuevamente se coloca un *prefijo* que indique el *número de átomos de carbono* pero esta vez será para especificar los *cationes*. Podemos observar que el anión no lleva tilde en la parte central. Veamos algunos ejemplos:

K_2CO_3 : trioxidocarbonato de dipotasio, $\text{Mg}_3(\text{SO}_4)_3$: tris[tetraoxidosulfato de trimagnesio]

Por nombrar algún ejemplo de sales ternarias neutras derivadas de diácidos podemos mencionar al $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ el cual se denominará heptaoxocromato (VI) de potasio o dicromato potásico o de potasio según la nomenclatura de Stock y tradicional respectivamente.

Sales cuaternarias

Son compuestos formados por cuatro átomos distintos, dentro de estos compuestos son más importantes las sales ácidas, sin embargo haremos alguna mención para con las sales básicas y mixtas. Las sales ácidas son combinaciones entre cationes y aniones procedentes de la pérdida parcial por los oxoácidos polipróticos de sus átomos de hidrógeno. La formulación y nomenclatura son similares a las utilizadas en las sales neutras, utilizando el nombre apropiado de los aniones.

Veamos algunos ejemplos con el uso de la nomenclatura tradicional:

En el anión H_2PO_4^- al combinarse con el catión Na^+ tendremos al:

NaH_2PO_4 : dihidrogenofosfato de sodio.

Si reacciona con el Fe^{+2} el producto que se formará y sus nomenclaturas son:

$\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$: dihidrogenofosfato ferroso, dihidrogenofosfato de hierro (II) o dihidrogenofosfato (V) de hierro (II).

Si reacciona con el Fe^{+3} el producto que se formará y sus nomenclaturas son:

$\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$: dihidrogenofosfato férrico, dihidrogenofosfato de hierro (III) o dihidrogenofosfato (V) de hierro (III).

En el anión HPO_4^{2-} al combinarse con el catión Na^+ tendremos al:

Na_2HPO_4 : hidrogenofosfato de sodio.

Si reacciona con el Fe^{+2} el producto que se formará y sus nomenclaturas son:

$\text{Fe}(\text{HPO}_4)$: hidrogenofosfato ferroso, hidrogenofosfato de hierro (II), hidrogenofosfato (V) de hierro (II)

Si reacciona con el Fe^{+3} el producto que se formará y sus nomenclaturas son:

$\text{Fe}_2(\text{HPO}_4)_3$: hidrogenofosfato férrico, hidrogenofosfato de hierro (III), hidrogenofosfato (V) de hierro (III)

En el anión HCO_3^- al combinarse con el catión Na^+ tendremos al:

NaHCO_3 hidrogenocarbonato de sodio

Si reacciona con el Fe^{+2} el producto que se formará y sus nomenclaturas son:

$\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$ hidrogenocarbonato ferroso, hidrogenocarbonato de hierro (II) o hidrogenocarbonato (IV) de hierro (II)

Si reacciona con el Fe^{+3} el producto que se formará y sus nomenclaturas son:

$\text{Fe}(\text{HCO}_3)_3$ hidrogenocarbonato férrico, hidrogenocarbonato de hierro (III) o hidrogenocarbonato (IV) de hierro (III)

Las sales básicas se forman al reemplazar parcialmente los aniones de una sal por grupos hidroxilo. Se emplea la nomenclatura tradicional donde se antepone el prefijo *hidroxi* al nombre de la sal de que proceden. Veamos algunos ejemplos:

En el caso del CaCl_2 (cloruro de calcio) al reemplazar uno de los átomos del Cl por un OH se obtiene el $\text{CaCl}(\text{OH})$ (hidroxicloruro de calcio). Para el $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ (nitrato de calcio) al reemplazar un grupo nitrato por un OH se obtiene el $\text{CaNO}_3(\text{OH})$ (hidroxinitrato de calcio).

Las sales mixtas poseen varios cationes o aniones diferentes cumpliendo el principio de electroneutralidad. Primero se nombra el *elemento/grupo intermedio* (*primer catión/anión*), luego el *segundo elemento/grupo intermedio* (*primer catión/anión*) especificando números de oxidación y finalmente el *metal*.

Con varios cationes: KNaSO_4 sulfato (doble) de potasio y sodio.

Con varios aniones: CaClClO : cloruro monoxoclorato (I) de calcio o cloruro hipoclorito de calcio.



Ejercitación unidad 2

1) Indicar qué tipo de compuesto se forma cuando reacciona:

- a) Un metal con el oxígeno
- b) Un no metal con el oxígeno
- c) Un óxido básico con el agua
- d) Un óxido ácido con el agua
- e) Un hidróxido y un oxácido
- f) Un hidróxido y un hidrácido

2) Completar el siguiente cuadro:

Fórmula	Nomenclatura	Tipo de óxido (ác. o ba.)
Na ₂ O		
	Óxido férrico	
SO ₃		
	Óxido de calcio	
CO		

FRANJA MORADA
CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES

3) Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos de interés biológico
ácido fosfórico - cloruro de sodio - bicarbonato de sodio - amoníaco - ácido sulfúrico - dihidrogenofosfato de sodio - sulfato de magnesio - cloruro de potasio

4) Indicar los nombres de los siguientes compuestos:

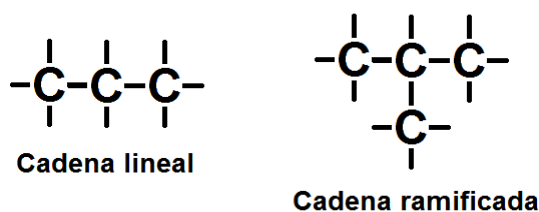
- a) H₂CO₃
- b) H₂SO₃
- c) NH₄(OH)
- d) Fe(OH)₂

Unidad 3

Química orgánica I parte

La química orgánica es la química de los compuestos del carbono. Estos compuestos están formados por C, H, O, N y en menor proporción pueden contener S, P, Halógenos, Fe, etc. El C por ser del grupo IV de la tabla periódica tiene 4 e⁻ en el último nivel, por lo tanto para adquirir configuración electrónica de gas noble (completar el octeto) tiende a compartir 4 pares de electrones, es decir que forma 4 uniones covalentes con otro C, o elementos tales como el H, O o N; o bien con otros átomos de carbono formando cadenas carbonadas complejas (el diamante, por ejemplo, es una estructura cristalina de muchos átomos de C).

Las cadenas carbonadas pueden ser lineales o ramificadas, como se observa a continuación:



Un átomo de carbono se puede relacionar con uno o más átomos de carbono (Fig. 11) por esta razón los podemos nombrar como carbonos primarios, secundarios, terciarios y cuaternarios.

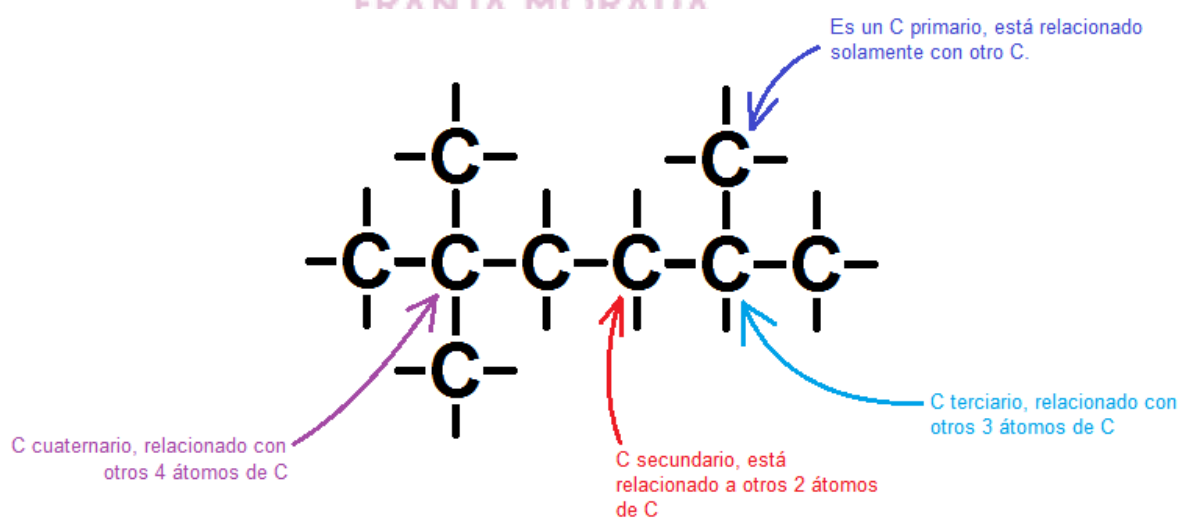


Figura 11. Tipos de carbonos.

En una cadena carbonada los átomos de carbono pueden estar unidos entre sí por uniones simples, en este caso decimos que la cadena es *saturada*. Cuando existe al menos una unión doble (=) o triple (≡) se dice que la cadena es *insaturada* o *no saturada*.

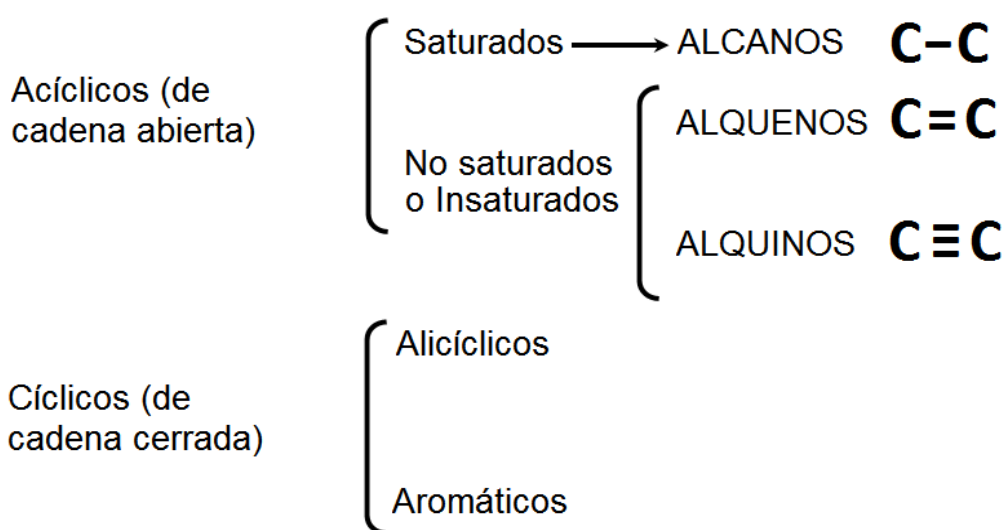
Cadena saturada: $C - C - C - C - C - C$

Cadenas insaturadas: $C - C - C = C - C - C$ o $C - C \equiv C - C - C - C$

A continuación definimos a los hidrocarburos:

Los hidrocarburos son sustancias orgánicas que están formadas por átomos de C y de H.

Veamos la clasificación de los hidrocarburos (Fig. 12):



CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES
Figura 12. Tipos de hidrocarburos.

Para poder conocer a los diferentes hidrocarburos de interés biológico, debemos saber los prefijos que se utilizan para nombrarlos de acuerdo con el número de átomos de carbono que posean.

- Si el hidrocarburo posee
- 1 átomo de C → Met
 - 2 átomos de C → Et
 - 3 átomos de C → Prop
 - 4 átomos de C → But
 - 5 átomos de C → Pent
 - 6 átomos de C → Hex

Existen más opciones, pero para nuestro caso son suficientes las presentadas, ya que las demás son modelos no estables en los compuestos biológicos.

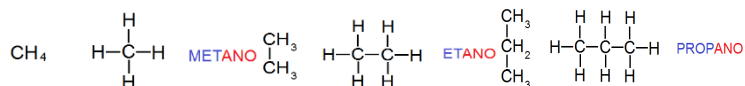
Comencemos a analizar cada uno de ellos.

Alcanos

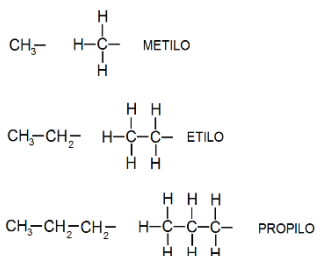
Poseen ligaduras simples entre los átomos de C, y la fórmula general para formar sus moléculas es: C_nH_{2n+2} (donde “n” es el número de átomos de C).

Se nombran con el prefijo que indica la cantidad de átomos de C, seguido del sufijo *ano*.

Veamos algunos ejemplos:



Algunos alcanos pueden perder un átomo de H, y convertirse en los llamados **radicales alquílicos**. Éstos formarán luego las ramificaciones de un hidrocarburo ramificado. Se nombran sustituyendo el sufijo “ano” por “ilo”.



Con el concepto de radical alquílico se pueden nombrar a los hidrocarburos ramificados. Veamos a continuación algunos ejemplos.

Nota: debemos observar la cantidad de hidrógenos que colocamos cuando escribimos la fórmula, recordando que el C en este tipo de compuestos siempre tiene valencia +4.

¿Cómo debemos proceder para dar el nombre a este tipo de compuestos? Nos basamos en la nomenclatura de la IUPAC.

1) Se elige como cadena principal a la más larga; esta dará el nombre al compuesto (en nuestro caso, independientemente desde dónde contemos la cantidad de átomos de C, si la cadena más larga tiene 5 átomos y por lo tanto **pentano** será el nombre del compuesto).

2) Se numera de modo de dar a las ramificaciones el menor conjunto de números posibles.

3) Las ramificaciones se nombran de acuerdo al radical alquílico del cual provienen (en nuestro caso fuese metilo el radical alquílico originario, a nuestro compuesto lo llamaremos “metil”).

4) Las posiciones de las ramificaciones se indican con números, los números se separan con comas, y entre números y palabras se utilizan guiones.

Propiedades físicas y químicas

Las densidades y los puntos de fusión de los alquenos son menores que en los alcanos mencionados ya que el doble enlace disminuye la fuerza con que se unen las cadenas carbonadas, es decir que a medida que aumenta la cantidad de dobles enlaces va a disminuir el punto de fusión y en consecuencia el punto de ebullición de estas moléculas.

En cuanto a las propiedades químicas de los alquenos, la presencia de uno o más enlaces dobles hace que estas sustancias sean muy reactivas. De entre todas las posibilidades de reaccionar, nos parece pertinente traer a colación que al polimerizar (unir) varios alquenos- alrededor de 500 unidades o más se obtiene el polietileno que son los plásticos de uso cotidiano (bolsas, tubos, materiales descartables, etc)

Hidrocarburos cíclicos

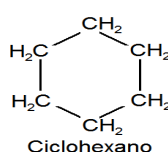
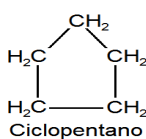
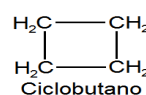
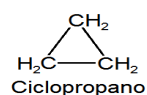
Alicíclicos o cicloalcanos

Entre los átomos de C que forman el ciclo solo existen simples ligaduras. Para la confección de la fórmula desarrollada se tienen en cuenta figuras geométricas, colocando en cada vértice un átomo de carbono y sus hidrógenos respectivos. La fórmula general de los cicloalcanos es similar a la de los alquenos: C_nH_{2n}

Para poder nombrarlos se antepone la palabra *ciclo* seguida del nombre del alcano del cual derivan. Por ejemplo, si el hidrocarburo es propano, el cicloalcano será ciclopropano.

Veamos los cuatro ejemplos más importantes.

FRANJA MORADA
CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES

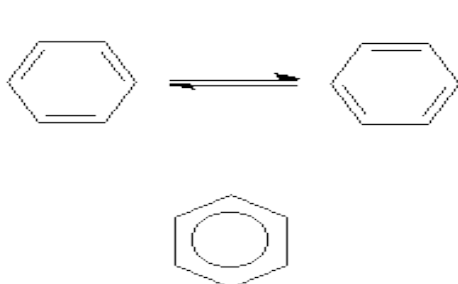


Propiedades físicas y químicas

Son similares a las descriptas para los alcanos. Los cicloalcanos con más de cuatro átomos de carbono presentan mayor estabilidad que los de menor longitud, por lo que es muy usual que los compuestos orgánicos de cadena abierta, adopten estas formas geométricas ya que termodinámicamente son muy estables en el organismo que las formas de cadena abierta.

Aromáticos

Se caracterizan por presentar uno o más anillos de 6 átomos de carbono, con dobles ligaduras intercaladas. Como ejemplo podemos ver al benceno:



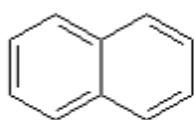
Los enlaces C-C del benceno son todos idénticos y tienen un carácter intermedio entre simples y dobles. Esto quiere decir que los electrones son igualmente compartidos por todos los átomos de C.

En el esquema de la izquierda se observa que hay dobles enlaces intercalados entre simples, siendo que ambas formas pueden coexistir. Por simplicidad, se opta por el gráfico de la parte inferior, con un círculo en su interior que indica que las dobles ligaduras están “dando vueltas” dentro de la molécula del benceno.

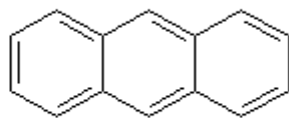
Propiedades físicas y químicas

El benceno es un líquido incoloro y de olor irritante, con menor densidad que el agua y muy inflamable. Es insoluble en agua pero soluble en solventes orgánicos.

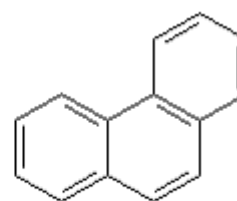
En cuanto a la reactividad del anillo de benceno, su núcleo es muy estable sin embargo puede reaccionar con otros elementos, en nuestro caso presentaremos reacciones de condensación de anillos del benceno, de manera que los anillos bencénicos pueden conjugarse (unirse) en forma lineal o angular para dar compuestos más complejos (Fig. 13).



Naftaleno



Antraceno



Fenantreno

Figura 13. Ejemplos de condensaciones de anillos bencénicos.

De los tres tipos de condensaciones representadas, para nosotros el más importante será el fenantreno, ya que de esta forma, una sustancia muy importante desde el punto de vista biológico (el colesterol adopta la forma cíclica del fenantreno) se puede generar una gran cantidad de moléculas.

Heterociclos

Son también conocidos como **anillos heteroatómicos** debido a que en su estructura, además de poseer átomos de C, poseen átomos de otros elementos (Fig. 14). Nosotros vamos a citar y ejemplificar solo aquellos que serán de importancia desde el punto de vista de los seres vivos.

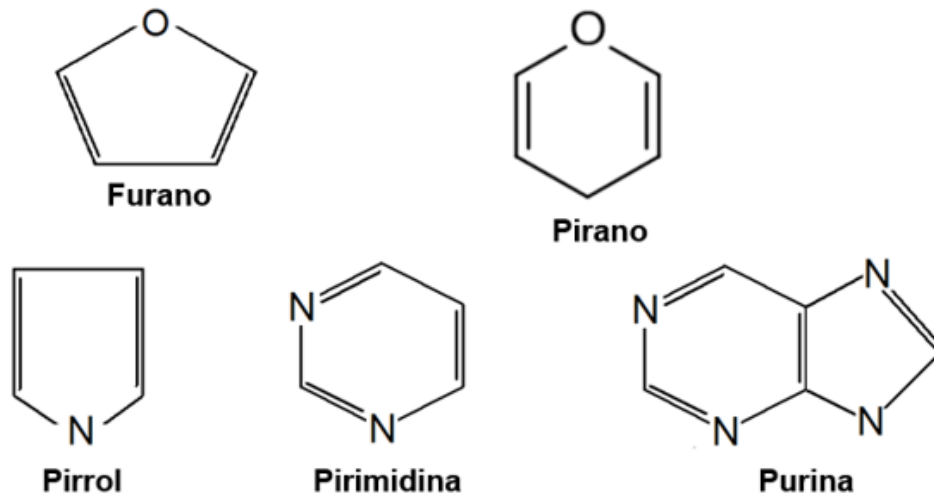


Figura 14. Heterociclos de importancia biológica.

Química orgánica II parte

Funciones oxigenadas

Alcoholes

Son sustancias derivadas de hidrocarburos (Fig. 15) que se caracterizan por poseer el grupo funcional **-OH** (oxhidrilo o hidroxilo). Resultan de la *oxidación* (ganancia de O) de alguno de los átomos de C de un hidrocarburo (alcanos). Su fórmula general es **R-OH**.

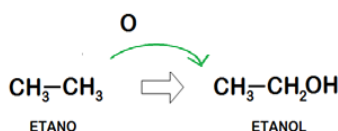
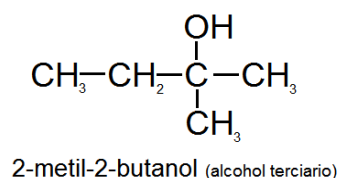
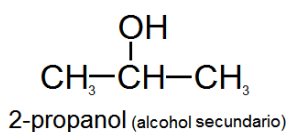
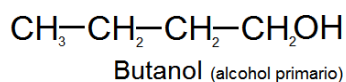


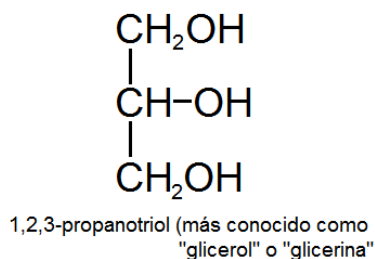
Figura 15. Formación de alcoholes.

Para su nomenclatura se cambia la terminación *ano* del hidrocarburo original por *ol*. Al momento de nombrar a los alcoholes, se elige a la cadena de mayor longitud que contenga al grupo hidroxilo. Los carbonos se enumeran desde el extremo más cercano al OH. En caso que haya más de un grupo OH se enumeran con los prefijos di, tri o tetra, se pueden clasificar en *primarios*, *secundarios* o *terciarios* de acuerdo a si el grupo OH se encuentra en un carbono primario, secundario o terciario, respectivamente. Y finalmente en caso de poseer radicales alquílicos, estos se nombran antes que la función alcohol.

Veamos algunos ejemplos:



Algunos compuestos pueden presentar más de un alcohol en su molécula, como el que sigue a continuación:



Propiedades físicas y químicas

Aquellos que presentan una cantidad reducida de átomos de carbono son líquidos a temperatura ambiente, pero a medida que aumenta la longitud de la cadena carbonada hace que estos compuestos orgánicos sean sólidos. Así como sucede con el agua, los alcoholes poseen un punto de fusión y ebullición elevado en comparación con compuestos de peso molecular similar. Esto se debe a que el átomo de H del grupo -OH es atraído por otro de O de otra molécula, lo que genera una fuerte atracción de las moléculas entre sí y explica estos elevados puntos de fusión y ebullición.

Por el reemplazo o ganancia de determinados átomos se pueden formar numerosos compuestos de gran importancia biológica:

- Ésteres: se producen cuando los alcoholes reaccionan con ácidos carboxílicos. Una sustancia de gran interés en los seres vivos son los triacilglicérols, los cuales se generan al reaccionar 3 moléculas de ácidos grasos con el polialcohol glicerol.
- Aldehídos y cetonas: se generan cuando se oxida un alcohol primario y secundario respectivamente.

Aldehídos

Derivan de la *oxidación* (pérdida de hidrógeno) de un alcohol primario (Fig. 16). El grupo funcional que los caracteriza se denomina **carbonilo**, se ubica en un carbono primario. Su fórmula general es **R-CHO**.

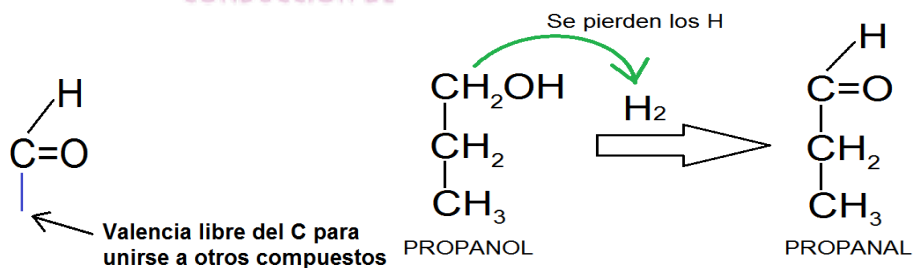


Figura 16. Formación de aldehídos.

Para la nomenclatura, se nombran teniendo en cuenta el alcohol que le dio origen, cambiando el sufijo *ol* por *al*. En caso de presentar radicales alquílicos, se nombran antes que el aldehído.

Los aldehídos están presentes en numerosos productos naturales y de uso en la vida cotidiana. La glucosa por ejemplo existe en una forma abierta carbonada que presenta un grupo aldehído. El formaldehído (metanal) es un conservante que se encuentra en algunas

composiciones de productos cosméticos. Sin embargo esta aplicación debe ser vista con cautela ya que este compuesto ha demostrado un poder cancerígeno. El formaldehído también se lo utiliza para preservar los tejidos/órganos para su posterior estudio macro o microscópico, ya que detiene los procesos de autólisis.

Cetonas

Derivan de la *oxidación* (pérdida de H) de un alcohol secundario (Fig. 17). El grupo funcional, al igual que en aldehídos, se llama **carbonilo**, pero en este caso se ubica en un carbono secundario. Para la nomenclatura se comienza a contar los átomos de carbono desde el extremo que se encuentre más cercano a la función carbonilo. Se nombran teniendo en cuenta el alcohol que le dio origen, cambiando el sufijo *ol* por *ona*. En caso de presentar radicales alquílicos, se nombran antes que la cetona. Su fórmula general es **R-CO-R**.

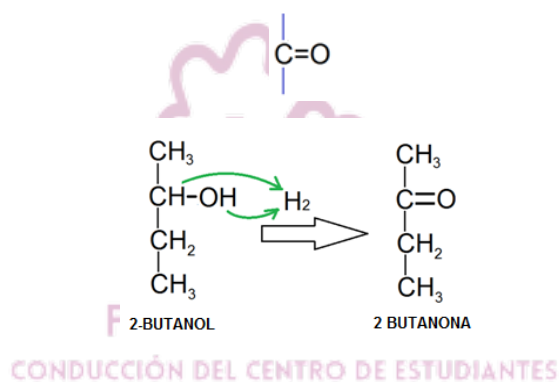


Figura 17. Formación de cetonas.

Propiedades físicas y químicas de aldehídos y cetonas

A excepción del metanal que es gaseoso a temperatura ambiente y es irritante, los demás aldehídos y cetonas son líquidos de olor agradable por lo que se utilizan en perfumería y aromatizadores. Mientras que al aumentar la cantidad de átomos de carbono hace que sean sólidos. El metanal, etanal y la propanona son solubles en agua, pero dicha solubilidad disminuye al aumentar la longitud de la cadena carbonada.

El grupo carbonilo de aldehídos y cetonas les confiere a estos compuestos una reactividad particular, por la electronegatividad del O y por esto permite que puedan llevarse a cabo múltiples reacciones como oxidación (en el caso de los aldehídos genera ácidos carboxílicos), reducción, entre otros.

Fenoles

Los fenoles son compuestos químicos que contienen un grupo hidroxilo (-OH) unido directamente a un anillo aromático. Estos compuestos orgánicos poseen propiedades únicas debido a la presencia del grupo funcional hidroxilo en una estructura aromática. El más sencillo de estos es el fenol (Fig. 18)

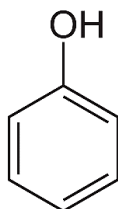


Figura 18. Estructura del fenol.

Propiedades físicas y químicas

Los fenoles son sólidos a temperatura ambiente, y algunos de ellos tienen puntos de fusión relativamente altos. Son solubles en disolventes orgánicos y en agua, ya que pueden formar puentes de hidrógeno con las moléculas de agua. Se comportan como ácidos débiles, ya que el grupo hidroxilo puede perder un protón (H^+) para formar el ion fenolato. Suelen ser moléculas que pueden oxidarse, como un tipo de fármacos que poseen efectos antiinflamatorios, como el paracetamol (Fig. 19). Este y otros fármacos que poseen una estructura similar suelen presentar una gran toxicidad en pequeñas especies (felinos principalmente).

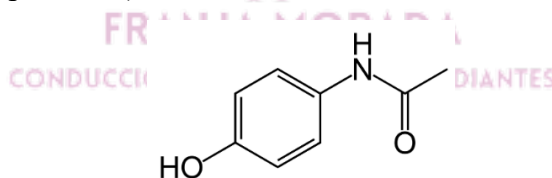


Figura 19. Estructura del fármaco paracetamol.

Ácidos carboxílicos

Estos compuestos derivan de la oxidación (con ganancia de O) de un aldehído (Fig. 20). El grupo funcional se ubica por lo tanto en un carbono primario, y se denomina **carboxilo**. Su fórmula general es **R-COOH**.

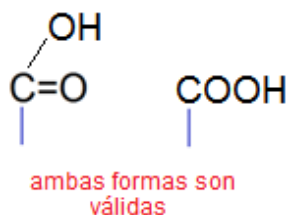


Figura 20. Representación del grupo carboxilo.

Para la nomenclatura, se cambia el nombre del hidrocarburo de base por *oico* (Fig. 21) y se antepone la palabra *ácido*.

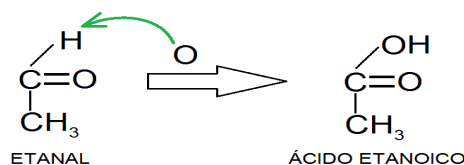


Figura 21. Formación de un ácido carboxílico.

Propiedades físicas y químicas

Aquellos ácidos carboxílicos de hasta cuatro átomos de carbono son volátiles, de olor penetrante y desagradable. En algunas especies de mamíferos, dentro de los procesos digestivos de los rumiantes, tres ácidos carboxílicos son fundamentales y se producen en uno de los compartimentos del estómago (rumen) de estos animales. Son los llamados **ácidos grasos volátiles** (Fig. 22). Reciben los nombres triviales (particulares) de ácido acético, ácido propiónico y ácido butírico. El acético es utilizado por los bovinos para obtener energía, entre otras cosas; el propiónico es precursor de la glucosa (un glúcido usado como fuente de energía); el butírico es constituyente de la grasa de la leche (grasa butirosa) e intramuscular.

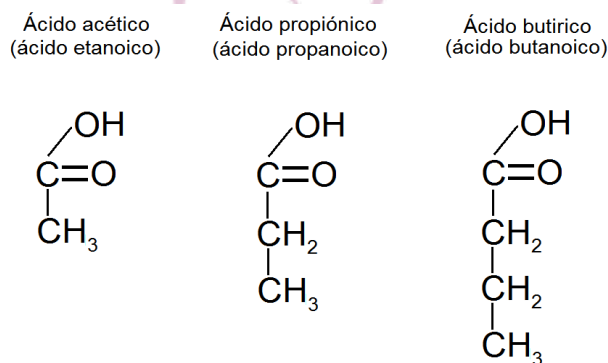


Figura 22. Ácidos grasos volátiles.

A medida que aumenta el número de átomos de carbono, como hemos mencionado con otros compuestos, la solubilidad disminuye, así como los puntos de fusión y ebullición van en aumento por la presencia de los puentes de hidrógeno, aunque también participan otros medios de unión como las fuerzas de Van der Waals, por lo que para separar estos medios de unión se necesita mayor cantidad de energía y aumenta los puntos de fusión y ebullición mencionados.

Los ácidos carboxílicos tienen la particularidad de liberar hidrogeniones (Fig. 23) en forma parcial cuando se encuentran en un medio acuoso. Por esta razón en el medio biológico se encuentran ionizados (disociados).

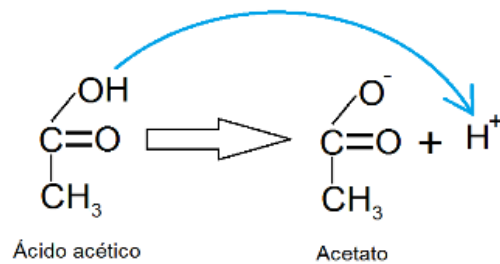


Figura 23. Disociación de los ácidos carboxílicos.

También pueden formar sales al reaccionar con bases fuertes como el NaOH, en este caso se utiliza la nomenclatura tradicional, donde por ejemplo si reacciona el ácido etanoico con el hidróxido de sodio, obtendremos el etanoato de sodio y la formación de ésteres, como veremos a continuación.

Ésteres

Resultan de la unión entre un ácido carboxílico y un alcohol (Fig. 24), con formación de agua. Para la nomenclatura se nombra primero el ácido del cual derivan, sustituyendo la terminación *oico* por *ato*, y luego el nombre del radical del alcohol (reemplazando *ol* por *ilo*). Su fórmula general es **R-COO-R**.

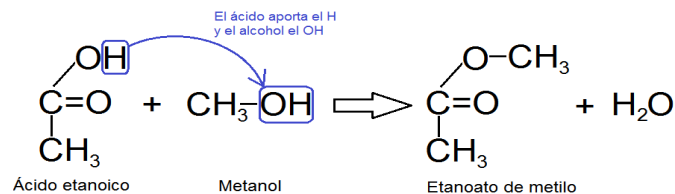


Figura 24. Formación de ésteres.

Dentro de los casos particulares de los ésteres existen los llamados **ésteres fosfóricos**, de gran importancia biológica. Este grupo de compuestos se forman a partir de un alcohol y el ácido fosfórico (H₃PO₄), con liberación de agua. Veamos el siguiente ejemplo (Fig. 25) que nos servirá para comprender más adelante en la carrera una de las vías más importantes para la metabolización de la glucosa (un glúcido utilizado por los seres vivos para obtener energía).

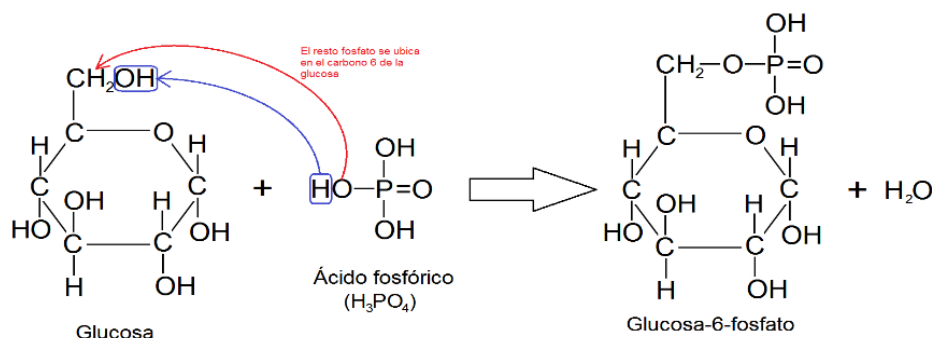


Figura 25. Formación de ésteres fosfóricos.

Propiedades y químicas

Aquellos que son de bajo peso molecular son líquidos volátiles de olor agradable y son los responsables de los olores de ciertas frutas (Tabla 6). Los ésteres de mayor longitud de la cadena carbonada son sólidos cristalinos, inodoros. Solubles en solventes orgánicos e insolubles en agua. Presentan menor densidad que el agua.

Tabla 6. Principales ésteres presentes en las frutas.

Estructura	Nombre IUPAC	Nombre común	Olor
HCOOCH ₃	<u>metanoato de metilo</u>	formiato de metilo	Ron
HCOOCH ₂ CH(CH ₃) ₂	<u>metanoato de isobulo</u>	formiato de isobutilo	Frambuesas
CH ₃ COOCH ₂ (CH ₂) ₃ CH ₃	<u>etanoato de pentilo</u>	acetato de n-amilo	Bananas
CH ₃ COOCH ₂ (CH ₂) ₆ CH ₃	<u>etanoato de octilo</u>	acetato de n-octilo	Naranjas
CH ₃ (CH ₂) ₂ COOCH ₂ CH ₃	<u>butanoato de etilo</u>	butirato de etilo	Piña
CH ₃ (CH ₂) ₂ COOCH ₂ (CH ₂) ₃ CH ₃	<u>butanoato de pentilo</u>	butirato de pentilo	Duraznos

CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES

Se menciona la hidrólisis ácida, donde ante el calor se descomponen regenerando el alcohol y el ácido que reaccionaron entre sí para generar el éster correspondiente. Se usa un exceso de agua para inclinar esta vez la reacción hacia la derecha. También se cita la hidrólisis en medio alcalino fuerte, en este caso se usan bases fuertes para atacar al éster, y de esta manera regenerar el alcohol y se forma la sal del ácido orgánico.

Éteres

Se obtienen a partir de la deshidratación de dos alcoholes o de fenoles (en nuestro caso haremos hincapié en los éteres que se forman por deshidratación de alcoholes) con formación de agua. No indicamos para este caso un grupo funcional, pero si indicamos el tipo de unión entre ambos alcoholes de con la fórmula general **R-O-R'**. En donde R y R' indican los alcoholes que reaccionaron entre sí para generar al éter correspondiente. En

caso que los alcoholes sean los mismos, el éter formado será un *éter simple*, o si son diferentes será un *éter mixto*.

Nomenclatura: se nombran los radicales por orden de complejidad (o alfabéticamente), seguidos o antepuestos por la palabra éter. Otra forma de nombrarlos es indicando la cadena hidrocarbonada de origen (primero el de menor cantidad de átomos de carbono y luego el de mayor cantidad) separados por la palabra “oxi”. Existen otros tipos de nomenclaturas, pero estas son las más prácticas a nuestros fines.

Veamos un ejemplo de cómo se forma un éter, en este caso uno simple (Fig. 26):

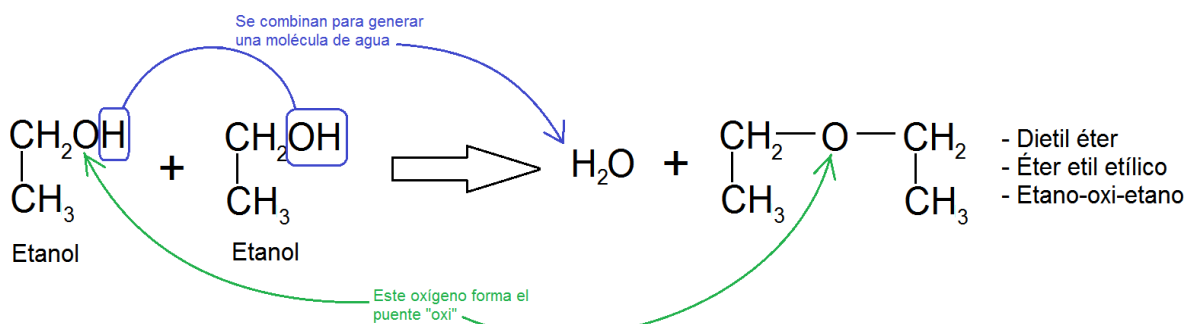


Figura 26. Formación de un éter simple.

Ahora vemos un ejemplo de un éter mixto. En este caso vamos a nombrarlo de acuerdo al orden alfabético de los alcoholes de origen (Fig. 27).

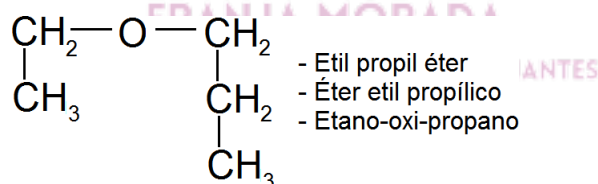


Figura 27. Formación de un éter mixto.

Propiedades y químicas

Los éteres suelen tener puntos de ebullición más bajos que los alcoholes y ácidos carboxílicos de peso molecular similar. Generalmente son líquidos volátiles a temperatura ambiente y suelen ser solubles en solventes orgánicos como éter, acetona y cloroformo. Tienen baja solubilidad en agua debido a la incapacidad de formar puentes de hidrógeno, así como también se caracterizan por tener densidades menores que el agua. También suelen ser inertes al compararlas con otras moléculas (como alcoholes y fenoles), aunque los éteres pueden reaccionar con ácidos fuertes para formar alcoholes y sales.

Funciones nitrogenadas

Aminas

Surgen de reemplazar uno, dos o tres átomos de H del amoníaco (NH_3) por radicales alquílicos derivadas de la estructura de un alcano, dando lugar a la formación de sustancias llamadas *aminas primarias*, *secundarias* y *terciarias* (Fig. 28). Para nombrarlas se escribe el nombre del radical alquílico seguido del término *amina*. En estas funciones aminadas las que revisten mayor importancia en el metabolismo son las aminas primarias, cuya fórmula general es R-NH_2 .

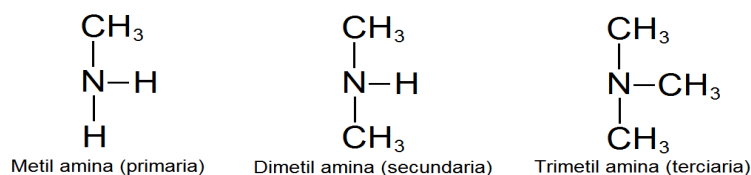


Figura 28. Tipos de aminas.

Propiedades físicas y químicas

Las aminas de hasta 11 carbonos son líquidas, luego sólidas. Como hemos mencionado, el punto de ebullición aumenta con la cantidad de carbonos. Con respecto a su solubilidad, las primeras son muy solubles en agua, luego va disminuyendo con la cantidad de átomos de carbono.

En cuanto a la reactividad química de las aminas, pueden hacer combustión, ya que estos compuestos orgánicos a diferencia del amoníaco, arden en presencia de oxígeno por contener átomos de carbono en su estructura. Y a su vez pueden reaccionar con ácidos carboxílicos para formar aminoácidos los cuales se unen entre sí por un enlace de tipo amida.

Amidas

Resultan de la reacción química entre un ácido y el amoníaco (Fig. 29) o entre un ácido y una amina, en ambos casos con pérdida de agua. También se pueden clasificar en *primarias*, *secundarias* y *terciarias* de acuerdo los radicales sustituidos, en nuestro caso también nos resultan más importantes las amidas primarias, que son constituyente de las proteínas.

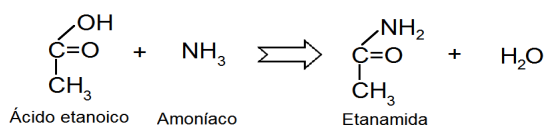
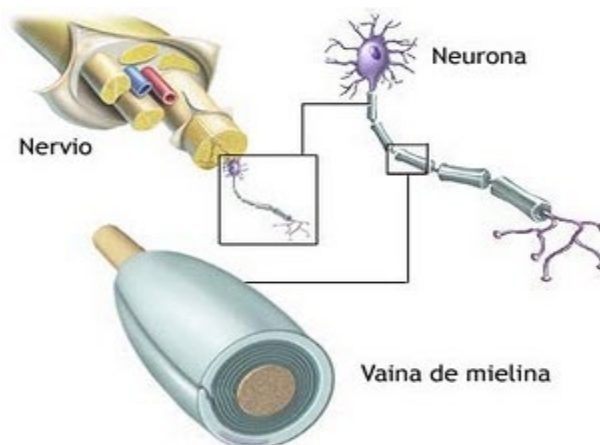


Figura 29. Formación de amidas.

Para la nomenclatura se escribe el nombre de la cadena principal donde se encuentre el carbono que presente la función y se cambia la terminación *oico* del ácido por *amida*. Su fórmula general es **R-CON-RR'**. Un tipo de amida muy importante en los seres vivos es la *ceramida*, que forma parte de un lípido llamado esfingomielina. Esta molécula recubre los axones (estructuras encargadas de transmitir el impulso nervioso) los recubre y actúa como aislante eléctrico, ya que impide que el impulso se disipe y llegue así correctamente a su destino. Algunas enfermedades pueden provocar la “desmielinización” de los axones, con lo cual se producen alteraciones nerviosas, una de ellas es el moquillo canino.



Propiedades físicas y químicas

Salvo la metanamida, que es líquida, todas las amidas primarias son sólidas, incoloras e inodoras. Los miembros inferiores de la serie son solubles en agua y en alcohol; la solubilidad en agua disminuye conforme aumenta la masa molar. El grupo amida es polar por lo tanto son moléculas neutras. La estructura iónica dipolar de las amidas restringe la libre rotación del enlace carbono-nitrógeno. Esta limitación geométrica tiene importantes consecuencias en la estructura de las proteínas. Las amidas poseen puntos de fusión y ebullición anormalmente altos. Este fenómeno, al igual que la solubilidad en agua de las amidas, se debe a la naturaleza polar del grupo amida y a la formación de enlaces de hidrógeno. Por tanto, la combinación de fuerzas electrostáticas y enlaces de hidrógeno explican las atracciones intermoleculares tan fuertes que se observan en las amidas.

Las propiedades químicas de las aminas son semejantes a las del amoniaco. Al igual que éste, son sustancias básicas aceptores de protones, según la definición de Brønsted-Lowry. Las aminas presentan reacciones de neutralización con los ácidos carboxílicos para formar los aminoácidos. Un uso práctico para convertir las aminas a sus sales es el producir aminas de mayor masa molecular y solubles en agua. Por ejemplo, la lidocaína, un anestésico local que es insoluble en agua como amina libre; después de combinarse con el HCl forma un clorhidrato de lidocaína el cual es soluble en agua.

Tioles y disulfuros

Los tioles y los disulfuros son las formas más frecuentes de encontrar al átomo de S en componentes biológicos.

Los tioles se forman al sustituir un H de un alcano por un grupo sulfhidrilo o tior (—SH), y se caracterizan por poseer la siguiente fórmula general (Fig. 30):

R—SH (en donde R es el resto de la cadena de un determinado compuesto)

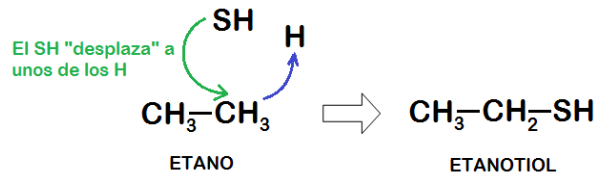


Figura 30. Formación de tioles.

Los tioles se nombran agregando al nombre del alcano de origen la palabra *tiol* que indica la presencia del grupo funcional sulfhidrilo.

Los disulfuros resultan de la oxidación (con pérdida de H) de dos tioles (Fig. 31), y su fórmula general es: **R—S—S—R**

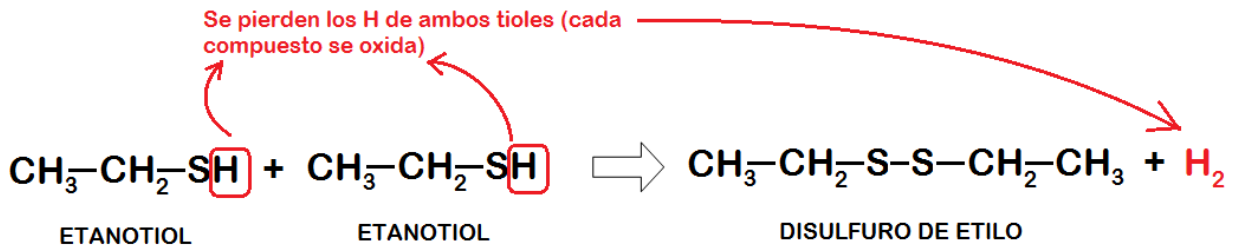
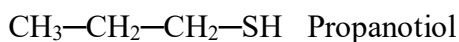
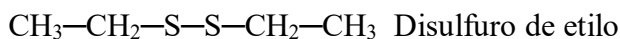


Figura 31. Formación de disulfuros.

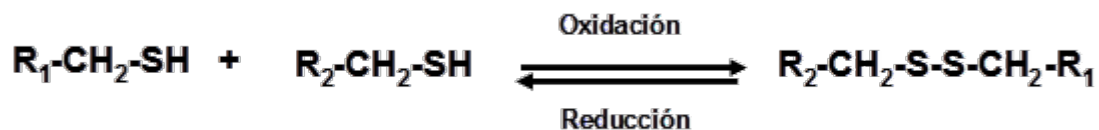
Veamos algunos ejemplos:



En los disulfuros se nombran los radicales por orden de complejidad, o bien por orden alfabético, o anteponiéndoles la palabra disulfuro. Si los radicales alquílicos son iguales se nombran solo una vez.



Tioles y disulfuros son interconvertibles entre sí, mediante reacciones redox. Veamos el siguiente ejemplo general:



Donde R₁ es un tiol y R₂ otro.

Propiedades físicas y químicas

Muchos tioles son líquidos incoloros que tienen un aroma similar al ajo, por lo que con frecuencia la esencial de los tioles es a menudo fuerte y repulsiva, en particular los de bajo peso molecular. Los tioles son también responsables de una clase de fallos en los vinos causados por la reacción no deseada entre el azufre y la levadura. Sin embargo, no todos los tioles son desagradables. Por ejemplo, los mercaptanos del pomelo son un tiol monoterpenoide responsables del aroma característico de este.

Debido a la pequeña diferencia de electronegatividad entre el azufre y el hidrógeno, un enlace S-H es prácticamente apolar covalente. Por lo tanto, el enlace S-H en los tioles tiene menor momento dipolar en comparación con el enlace O-H del alcohol. Los tioles muestran poca asociación por enlaces de hidrógeno con el agua y las moléculas entre sí. Por lo tanto tienen puntos de ebullición inferiores y son menos solubles en agua y otros disolventes polares que los alcoholes de similar peso molecular pero siendo solubles. El grupo tiol es el análogo del azufre al grupo hidroxilo (-OH) de los alcoholes. Debido a que el azufre y el oxígeno pertenecen al mismo grupo de la tabla periódica, comparten algunas propiedades de enlace similares. En el aminoácido cisteína, el grupo tiol (Fig. 32) desempeña un papel importante en los sistemas biológicos. Cuando los grupos tiol de dos residuos de cisteína (como en monómeros o unidades constituyentes) se acercan uno al otro durante el plegamiento de proteínas, una reacción de oxidación puede crear una unidad de cistina con un enlace disulfuro (-S-S-). Estos pueden contribuir a la estabilización de la estructura terciaria de una proteína si las cisteínas forman parte de una misma cadena peptídica o contribuir a la estructura cuaternaria de proteínas multiméricas formando fuertes enlaces covalentes entre diferentes cadenas de péptidos (unión de pocos aminoácidos). Por ejemplo las cadenas pesadas y ligeras de los anticuerpos se mantienen unidas por puentes disulfuro y los pliegues del pelo rizado son producto de la formación de cistina. Los grupos sulfhidrilo en el sitio activo de una enzima pueden formar enlaces no covalentes con la enzima y el sustrato, lo que contribuye

a la actividad catalítica. Los residuos de cisteína del sitio activo son la unidad funcional en proteasas de cisteína. También los tioles se encuentran en moléculas de gran importancia biológica en los seres vivos, como el acetyl-CoA (acetyl coenzyme A), glutathione (molecule very important to avoid damage to the plasma membrane by oxidation).

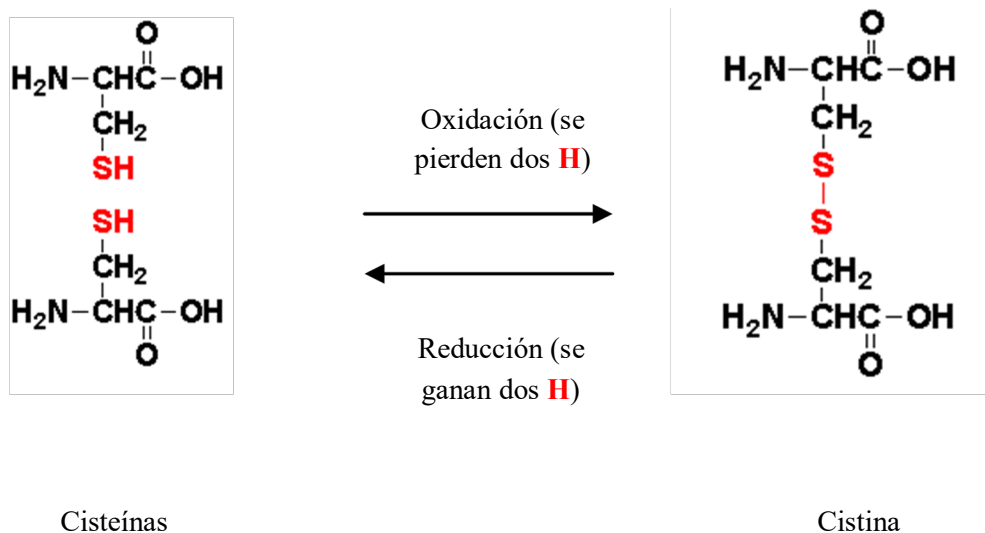


Figura 32. Formación de puentes disulfuro.

Funciones mixtas

Son sustancias que presentan más de un grupo funcional en su molécula. Los de importancia biológica pueden ser:

- Hidroxialdehídos (aldehído y uno o más alcoholes)
- Hidroxicetonas (cetona y uno o más alcoholes)
- Hidroxiácidos (ácido y uno o más alcoholes)
- Cetoácidos (cetona y uno o más ácidos)
- Aminoácidos (amina y ácido, a veces con otras funciones adicionales)

Para la nomenclatura de moléculas de tipo mixtas, se debe observar detenidamente la estructura y funciones orgánicas que presente, a continuación se elige la función más oxidada (la cual dará el nombre al compuesto); los restantes grupos funcionales se nombran como sustituyentes, en caso que la función menos oxidada se encuentre en mayor número, se nombra primero.

En orden decreciente de oxidación, tendremos los siguientes grupos funcionales:

- Ácido carboxílico
- Éster
- Amida
- Aldehído
- Cetona
- Alcohol
- Amina

Este grupo de sustancias con varios grupos funcionales poseen gran interés biológico y se verán con mayor detalle en lo que respecta a su rol en el organismo en otras materias de la carrera. Veamos algunos ejemplos (Fig. 33):

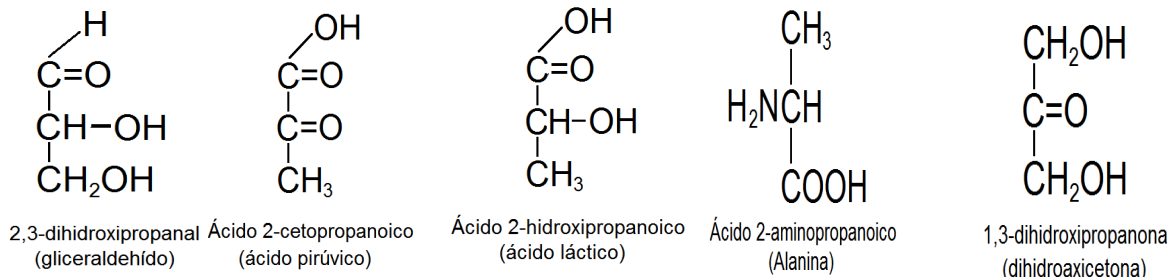


Figura 33. Moléculas con funciones mixtas.

Isomería

FRANJA MORADA
CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES

Son compuestos que poseen la misma fórmula molecular, pero diferente fórmula desarrollada. Poseen propiedades físicas, químicas y/o biológicas diferentes.

La isomería se clasifica dentro de dos grandes grupos (Fig. 34):

a) isomería plana o estructural

b) isomería espacial o estereoisomería (se verán con más detalle en el curso Bioquímica).

La isomería es un concepto fundamental desde el punto de vista biológico. Muchas sustancias tienen fórmulas estructurales muy parecidas, pero el cambio en la posición de una simple función o doble ligadura, o la posición de un OH (hacia la derecha o izquierda del tronco central de una fórmula) hace que cambien por completo sus propiedades, y por ende el organismo pueda reconocerlas o no. Veremos muchas aplicaciones dentro de la bioquímica y la farmacología a lo largo de la carrera.

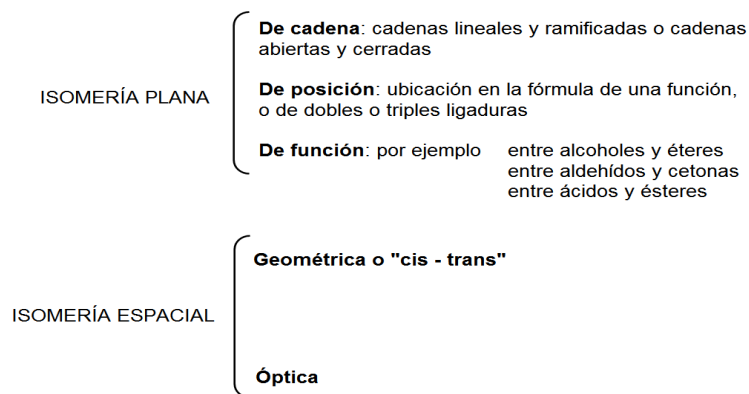
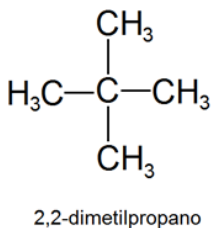
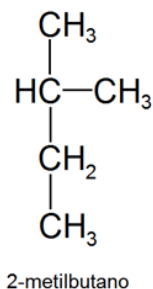
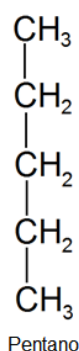


Figura 34. Tipos de isomería.

Isomería plana

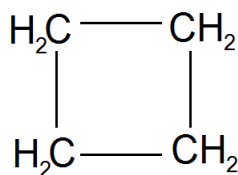
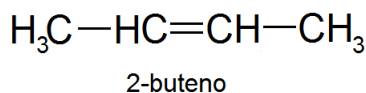
Se presenta cuando dos o más compuestos poseen en sus fórmulas moleculares átomos de iguales elementos y en iguales cantidades, pero que en sus fórmulas estructurales se encuentran unidos de manera diferente.

De cadena: veamos algunos ejemplos en hidrocarburos de cadena lineal y ramificada.



En estos tres ejemplos, la fórmula molecular de los compuestos es C_5H_{12} . Pero cuando observamos sus fórmulas desarrolladas observamos que el compuesto del medio y el de la derecha son ramificados.

Como en la definición, comprobamos que poseen igual cantidad de C y H, pero la manera en la cual estos átomos se distribuyen en las tres fórmulas es distinta. Veamos otro ejemplo, en este caso entre un alqueno y un cicloalcano.

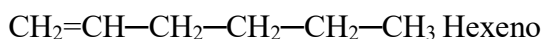


Ciclobutano

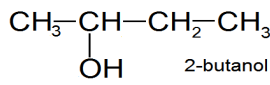
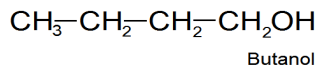
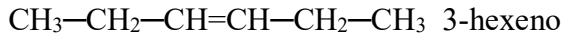
La fórmula molecular de ambos compuestos es C_4H_8 .

De posición: se presenta cuando algún grupo funcional o doble ligadura cambia de posición en la misma cadena carbonada.

Veamos algunos ejemplos:



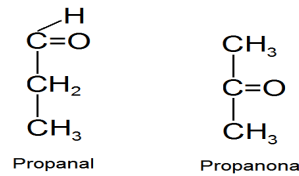
Sus fórmulas generales son C_6H_{12}



Sus fórmulas generales son $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$

De función: la presentan dos o más compuestos que poseen igual fórmula molecular pero diferentes funciones químicas en sus fórmulas desarrolladas.

Existen varias posibilidades dentro de las diferentes funciones químicas, nosotros solo veremos el ejemplo entre aldehídos y cetonas (si bien se mencionan la isomería de función que presentan entre alcoholes y éteres y ácidos carboxílicos y ésteres).



También los aldehídos y las cetonas presentan un tipo especial de isomería, llamada **tautomería**, considerada como un equilibrio químico entre este tipo de isómeros llamados *tautómeros*. Este tipo de isomería se produce por un desplazamiento hacia el oxígeno de un átomo de hidrógeno del átomo de carbono que se encuentra contiguo al carbonilo (denominado carbono α). Los compuestos orgánicos que poseen un grupo carbonilo, se les asignan el término “aldo” o “ceto” si presentan dicho carbonilo como aldehído o cetona respectivamente. Esto es muy importante al estudiar las estructuras que forman parte de ciertos tipos de compuestos orgánicos, como los glúcidos (Fig. 35).

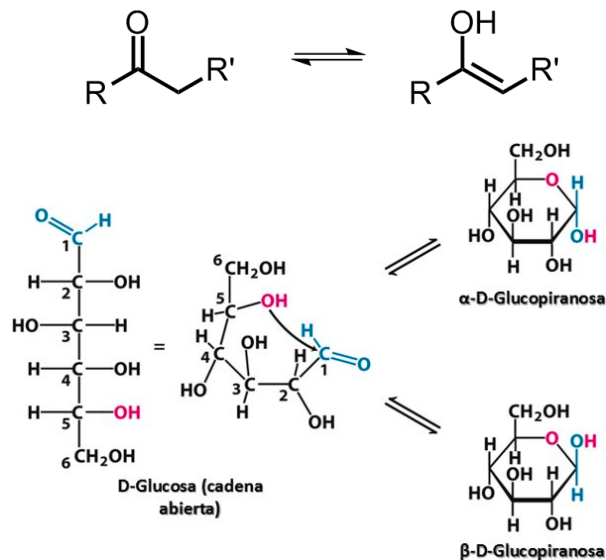


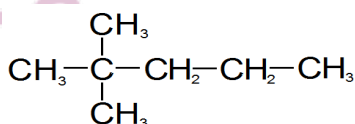
Figura 35. Arriba: representación de la tautomería, abajo: ejemplo de tautomería en la glucosa.

Ejercitación unidad 3

1) Completar el siguiente cuadro:

Hidrocarburo	Fórmula	Nombre
	CH ₃ -CH ₂ -CH ₃	
		Buteno
Alqueno		

2) En el siguiente hidrocarburo, indicar los carbonos primarios, secundarios, terciarios y cuaternarios que posea y la nomenclatura del mismo.



3) Escribir la fórmula de los siguientes compuestos:

a) 2-metilpropeno

b) furano

c) ciclobutano

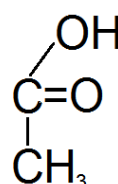
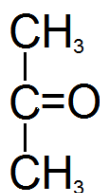
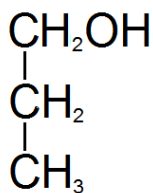
d) hexano

e) ciclopentano

f) benceno

g) pirano

4) Indicar el nombre de los siguientes compuestos, y a qué función oxigenada se refieren:



5) Escribir las fórmulas estructurales de los siguientes compuestos, y nombrarlos

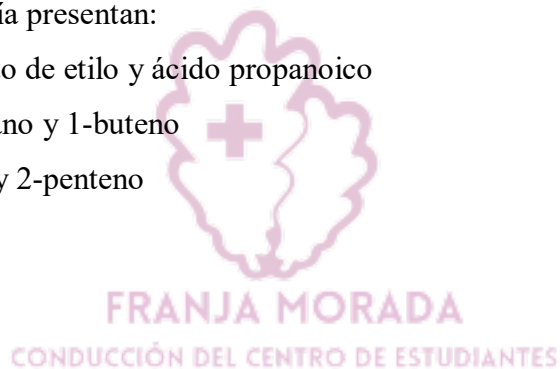
- a) ácido carboxílico de 4 carbonos
- b) éster de 5 carbonos
- c) alcohol de 4 carbonos
- d) aldehído de 2 carbonos

6) Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos:

- a) metanamida
- b) pentanotiol
- c) disulfuro de etilo
- d) disulfuro de metilo y etilo

7) En los siguientes pares de sustancias, escribir las fórmulas e indicar qué tipo de isomería presentan:

- a) metanoato de etilo y ácido propanoico
- b) ciclobutano y 1-buteno
- c) penteno y 2-penteno



Bibliografía

De Biasioli G. A; De Weitz C.S; De Chandías D.O.T (1986). *Química general e Inorgánica*. Ed. Kapelusz. Primera edición y posteriores. Buenos Aires.

De Biasioli G. A; De Weitz C.S (1987). *Química Orgánica*. Ed. Kapelusz. Segunda edición y posteriores. Buenos Aires.

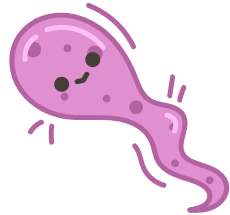
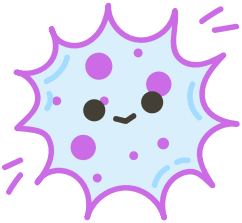
Timberlake, K. (2011). *Química. Una introducción a la Química General, Orgánica y Biológica*. Madrid, España.



FRANJA MORADA
CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES



FÍSICA



FRANJA MORADA
CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES



FACULTAD DE CIENCIAS VETERINARIAS
UNIVERSIDAD NACIONAL DE LA PLATA

MODULO DE INSERCIÓN A LA VIDA
UNIVERSITARIA.
MATERIAL DE ESTUDIO PARA FÍSICA.
CARRERA DE MICROBIOLOGÍA

FRANJA MORADA
CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES

AÑO 2024

Introducción

La física, del griego *fisis* («naturaleza»), es la ciencia natural que estudia, mediante leyes fundamentales, la energía, la materia, el tiempo y el espacio, es decir, el universo mismo.

La física es una de las disciplinas académicas más antiguas, cuyas raíces se remontan a los inicios de la civilización, cuando el hombre empezó a tratar de entender las fuerzas que regían el mundo a su alrededor.

Se trata de una disciplina tanto teórica (describe las leyes del universo) como experimental (pone en práctica de hipótesis respecto a dichas leyes), y se adhiere al modelo de comprobación y legitimación impulsado por el método científico. Es una de las ciencias fundamentales o centrales que existen, y dentro de su campo de estudio convergen a menudo la química, la biología y la electrónica, entre otras.

Inicialmente la física formaba parte, como tantas otras ciencias, de la filosofía o la filosofía natural de la antigüedad, pero a partir de la Revolución Científica del siglo XVII surgió como un campo independiente, interesado en las leyes fundamentales de la realidad y empleando el lenguaje formal de las matemáticas para expresarlas. En la actualidad, en cambio, la física es una de las disciplinas que más contribuye con el cambio del paradigma científico, industrial y tecnológico.

La física proporciona la base para la biología y microbiología. No existirían los organismos vivos sin los componentes que conforman el universo, el espacio, la materia, la energía y el tiempo. El físico Richard Feynman dijo que todo en la tierra está hecho de átomos, unidades básicas de la materia, que se mueven constantemente. Dado que la microbiología tiene su fundamento en la física, que aplica las leyes físicas naturales para el estudio de los microorganismos (virus, bacterias y parásitos).

La física nos proporciona una herramienta fundamental para la comprensión y análisis de los microorganismos como un sistema, su interacción con el ambiente, para el uso de equipos sobre todo como una herramienta de diagnóstico.

Unidades

La física es una ciencia experimental. Los experimentos requieren mediciones, cuyos resultados suelen describirse con números. Un número empleado para describir cuantitativamente un fenómeno físico es una cantidad física.

Al medir una cantidad, siempre la comparamos con un estándar de referencia. Dicho estándar define una unidad de la cantidad. El metro es una unidad de distancia; y el segundo, de tiempo. Al describir una cantidad física con un número, siempre debemos especificar la unidad empleada; describir una distancia simplemente como "4.61" no tendría significado.

En Física utilizaremos 2 sistemas de unidades: MKS y CGS.

La sigla MKS hace referencia, justamente, a las palabras **metro**, **kilogramo** y **segundo**, que son las unidades base de este subsistema. Las longitudes son medidas en metros, la masa es medida en kilogramos y el tiempo, por su parte, en segundos.

El **sistema cegesimal**, el sistema CGS es el otro de los sistemas de medida basados en LONGITUD, MASA y TIEMPO. Sin embargo, la sigla CGS hace referencia a las palabras **centímetro**, **gramo** y **segundo**.

Aquí veremos algunos ejemplos de conversión entre unidades:

$$1 \text{ kilómetro} = 1 \text{ km} = 10^3 \text{ metros} = 10^3 \text{ m}$$

$$1 \text{ kilogramo} = 1 \text{ kg} = 10^3 \text{ gramos} = 10^3 \text{ g}$$

$$1 \text{ kilowatt} = 1 \text{ kW} = 10^3 \text{ watts} = 10^3 \text{ W}$$

RADA
DE ESTUDIANTES

Longitud

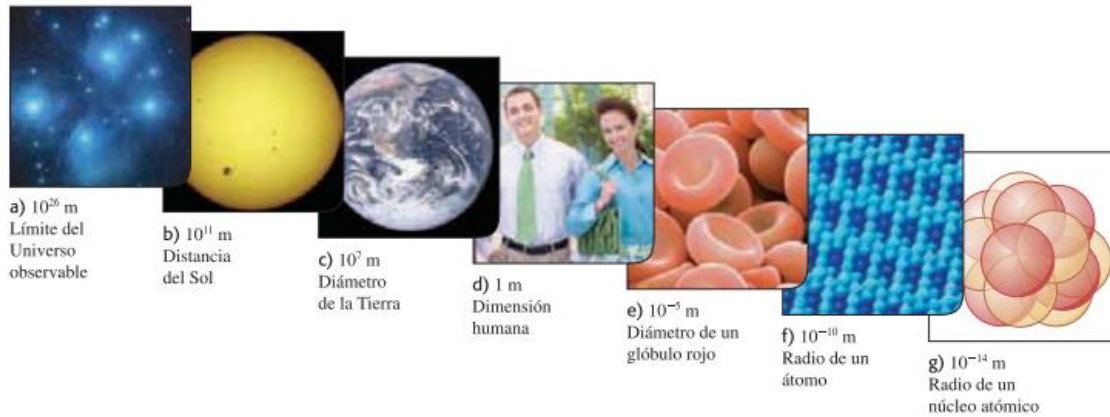
$$1 \text{ nanómetro} = 1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m (unas cuantas veces el tamaño del átomo más grande)}$$

$$1 \text{ micrómetro} = 1 \mu\text{m} = 10^{-6} \text{ m (tamaño de algunas bacterias y células vivas)}$$

$$1 \text{ milímetro} = 1 \text{ mm} = 10^{-3} \text{ m (diámetro del punto de un bolígrafo)}$$

$$1 \text{ centímetro} = 1 \text{ cm} = 10^{-2} \text{ m (diámetro del dedo meñique)}$$

$$1 \text{ kilómetro} = 1 \text{ km} = 10^3 \text{ m (un paseo de 10 minutos caminando)}$$



Masa

1 microgramo = $1 \mu\text{g} = 10^{-6} \text{g} = 10^{-9} \text{kg}$ (masa de una partícula pequeña de polvo)

1 miligramo = $1 \text{mg} = 10^{-3} \text{g} = 10^{-6} \text{kg}$ (masa de un grano de sal)

1 gramo = $1 \text{g} = 10^{-3} \text{kg}$ (masa de un sujetador de papeles)

Tiempo

1 nanosegundo = $1 \text{ns} = 10^{-9} \text{s}$ (tiempo en que la luz recorre 0.3 m)

1 microsegundo = $1 \mu\text{s} = 10^{-6} \text{s}$ (tiempo en que un transbordador espacial en órbita recorre 8 mm)

1 milisegundo = $1 \text{ms} = 10^{-3} \text{s}$ (tiempo en que el sonido viaja 0.35 m)

TABLA DE MAGNITUDES

MAGNITUDES BÁSICAS

Magnitud	Símbolo	Unidad S.I.	Equivalencias
Longitud	e	Metro (m)	(km, hm, dam, ...)
Masa	m	Kilogramo (kg)	(g, hg, dag, ...)
Tiempo	t	Segundo (s)	(Años, días, h, ...)
I. eléctrica	I	Amperio (A)	(kA, mA, ...)
Temperatura	T	Kelvin (K)	$K = ^\circ C + 273$
I. luminosa	I	Candela (cd)	-----
Cantidad de sustancia	mol	Mol (mol)	-----

MAGNITUDES DERIVADAS

Magnitud	Fórmula	Unidad S.I.	Equivalencias
Superficie	$S = e^2$	m^2	$(\text{km}^2, \text{hm}^2, \dots)$
Volumen	$V = e^3$	m^3	$1 \text{dm}^3 = 1 \text{L}$
Velocidad	$v = e/t$	m / s	$(\text{km}/\text{h}, \text{km}/\text{s}, \dots)$
Aceleración	$a = v - v_0 / t$	m / s^2	$(\text{km}/\text{h}^2, \text{km}/\text{s}^2, \dots)$
Fuerza	$F = m \cdot a$	Newton (N)	$1 \text{N} = 10^5 \text{dyn}$ $1 \text{kp} = 9,8 \text{N}$
Trabajo o Energía	$W = F \cdot e$	Julio (J)	$1 \text{J} = 10^7 \text{Erg}$ $1 \text{J} = 0,24 \text{cal}$
Potencia	$P = W/t$	watio (W)	$1 \text{CV} = 735 \text{W}$
Densidad	$d = m/V$	kg / m^3	$(\text{g}/\text{cm}^3, \text{g}/\text{mL}, \dots)$
Presión	$P = F/S$	Pascal (Pa)	$1 \text{atm} = 760 \text{mmHg} = 1013 \text{mb} = 1,013 \cdot 10^5 \text{Pa}$

Múltiplos	kilómetro cuadrado	km^2	1000 000 m^2
	hectómetro cuadrado	hm^2	10 000 m^2
	decámetro cuadrado	dam^2	100 m^2
Unidad	metro cuadrado	m^2	1 m^2
Submúltiplos	decímetro cuadrado	dm^2	0.01 m^2
	centímetro cuadrado	cm^2	0.0001 m^2
	milímetro cuadrado	mm^2	0.000001 m^2

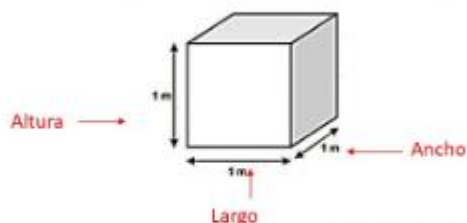


FRANJA MORADA

CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES

Metro cúbico como medida de volumen

El metro cúbico (m^3) es la unidad fundamental de las medidas de volumen.



Largo= 1 m

Ancho= 1 m

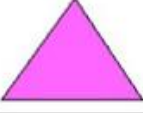

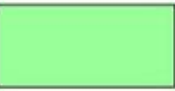

Altura= 1 m

$1\text{m} \times 1\text{m} \times 1\text{m} = 1\text{m}^3$

Unidades de volumen

Múltiplos				Submúltiplos		
Kilómetro cúbico	Hectómetro cúbico	Decámetro cúbico	Metro cúbico	Decímetro cúbico	Centímetro cúbico	Milímetro cúbico
Km^3	Hm^3	Dam^3	m^3	dm^3	cm^3	mm^3
1000 000 000 m^3	1000 000 m^3	1000 m^3	1 m^3	0,001 m^3	0,000 001 m^3	0,000 000 001 m^3

Figuras geométricas regulares

FORMA	ELEMENTOS	FÓRMULA PERÍMETRO	FÓRMULA ÁREA
TRIÁNGULO 	b: Base h: Altura l: Lado1 m: Lado2 n: Lado3	$P = l + m + n$	$A = \frac{b \times h}{2}$
CUADRADO 	a: Lado	$P = 4a$	$A = a^2$
RECTÁNGULO 	b: Base h: Altura	$P = 2b + 2h$	$A = b \times h$
CÍRCULO 	π : 3.1416 d: Diámetro r: Radio	$P = d \times \pi$	$A = \pi \times r^2$

Errores y cifra significativa

Las mediciones siempre tienen incertidumbre. Si medimos el espesor de la portada de este libro con una regla común, la medición sólo será confiable al milímetro más cercano, y el resultado será de 1 mm. Sería erróneo dar este resultado como 1.00 mm; dadas las limitaciones del instrumento de medición, no se sabría si el espesor real es de 1.00 mm o 0.85. Pero si se usa un micrómetro, que mide distancias de forma confiable al 0.01 mm más cercano, el resultado será 0.75 mm. La distinción entre estas dos mediciones radica en su incertidumbre. La medida con micrómetro tiene menor incertidumbre y es más exacta. La incertidumbre también se llama **error**, porque indica la máxima diferencia probable entre el valor medido y el real.

Cada vez que medimos tenemos una gran probabilidad de cometer algún tipo de error que nos ofrezca un resultado más o menos alejado del que realmente deberíamos obtener.

Todas las medidas están afectadas por un error experimental y es por eso que la medición va acompañada por una **incertidumbre**, que es un valor que se obtiene gracias al cálculo del **error absoluto** y el **error relativo**:

$$284,49 \pm 0,02 \text{ gramos}$$

El **error absoluto** se define como la diferencia entre el valor real y el valor aproximado, en valor absoluto:

$$e = |\text{Valor real} - \text{Valor aproximado}|$$

donde:

- El valor real es el valor que en teoría mide la magnitud a medir
- El valor aproximado es la media de las diferentes medidas

El **error relativo** se calcula dividiendo el error absoluto entre el valor exacto:

$$\varepsilon = \frac{e}{\text{valor exacto}}$$

- El error relativo se mide en porcentaje, luego para obtener directamente el error en tanto por ciento, a la expresión anterior hay que multiplicarla por 100:

$$\varepsilon (\%) = \frac{e}{\text{valor exacto}} \cdot 100$$



Las **cifras significativas** de una medida son el conjunto de cifras que se conocen con exactitud de dicha medida. Asimismo, las cifras significativas de un número son aquellas cifras que aportan información.

Por ejemplo, el número 5,9 tiene dos cifras significativas y el número 7,01 tiene tres cifras significativas.

No todos los dígitos que forman parte de un número son cifras significativas, a continuación, veremos qué cifras se consideran significativas y cuáles no.

Para determinar las cifras significativas de un número se deben tener en cuenta las siguientes reglas:

1. Los números diferentes de cero son cifras significativas siempre. Por ejemplo, 27 tiene dos cifras significativas.
2. Los ceros situados en medio de números diferentes de cero son cifras significativas. Por ejemplo, 106 tiene tres cifras significativas.

3. Los ceros situados a la izquierda del primer número diferente de cero no son cifras significativas. Por ejemplo, 0,0045 solo tiene dos cifras significativas.
4. Si el número no es decimal, los ceros situados al final del número no se consideran cifras significativas. Por ejemplo, 6400 tiene dos cifras significativas.
5. Los ceros situados a la derecha de la coma decimal también cuentan como cifras significativas. Por ejemplo, 3,00 tiene dos cifras significativas y 70,092 tiene cinco cifras significativas.

Ejemplos

- 9023 → cuatro cifras significativas
- 701,35 → cinco cifras significativas
- 0,0026 → dos cifras significativas
- 0,01003 → cuatro cifras significativas

Magnitudes escalares y vectoriales

Algunas cantidades físicas, como presión, tiempo, temperatura, masa y densidad se pueden describir completamente con un número y una unidad.

Las unidades de tiempo son: Hs, Min, seg.

Las unidades de Masa son: gr, Kg, mg, μg .

Las unidades de densidad son: gr/cm^3 , gr/m^3 , gr/dm^3 .

Las unidades de la presión son: mm de Hg, atm, Torr, Barías, pascal, Hpascal.

No obstante, en física muchas otras cantidades importantes están asociadas con una dirección y no pueden describirse con un solo número. Un ejemplo sencillo es el movimiento de un avión: para describirlo plenamente, debemos indicar no sólo qué tan rápidamente se mueve, sino también hacia dónde. Para ir de Chicago a Nueva York, un avión debe volar al este, no al sur. La rapidez del avión combinada con su dirección constituye una cantidad llamada velocidad. Otro ejemplo es la fuerza, que en física es un empuje o tirón aplicado a un cuerpo. Para describir plenamente una fuerza hay que indicar no sólo su intensidad, sino también en qué dirección tira o empuja.

Para calcular la **velocidad** debemos aplicar la siguiente fórmula:

$$V = e / t$$

Donde **e** es el espacio recorrido y **t** es el tiempo.

En el caso en el que la velocidad cambie en el tiempo se calcula la **aceleración**:

$$A = \frac{v - v_0}{t}$$

Donde **v** es velocidad final, **v₀** es velocidad inicial y **t** es el tiempo.

No debemos olvidar una fuerza muy importante como el **peso**.

Para calcular el **peso** de una determinada masa debemos aplicar la siguiente fórmula:

$$P = m \times g$$

Donde **m** es la masa y **g** es la aceleración de la gravedad cuyo valor es $9,8\text{m/s}^2$

Las unidades de peso son: Newton o Dinas.

- **Equivalencias de interés**

- 1 Newton = 10^5 Dina
- 1 Dina = 10^{-5} Newton
- 1 joule (MKS) = 10^7 ergios (cgs)
- 1 ergio (cgs) = 10^{-7} joule (MKS)

- **Presión: Unidades y equivalencias**

- La presión se define como una fuerza por unidad de superficie.
- 1atmosfera: 760mm Hg = $1,013 \times 10^5$ Pascal = $1,013 \cdot 10^6$ barias
- = 1013 Hpascal

Cuando una cantidad física se describe con un solo número, decimos que es una cantidad escalar. En cambio, una cantidad vectorial tiene tanto una magnitud (el “qué tanto”) como una dirección en el espacio. Los cálculos que combinan cantidades escalares usan las operaciones aritméticas ordinarias. Por ejemplo, $6\text{ kg} + 3\text{ kg} = 9\text{ kg}$, o $432\text{s} + 58\text{s}$. No obstante, combinar vectores requiere un conjunto de operaciones diferente. Para entender mejor los vectores y su combinación, comencemos con la cantidad vectorial más sencilla,

el desplazamiento, que es simplemente un cambio en la posición de un punto. (El punto podría representar una partícula o un cuerpo pequeño).

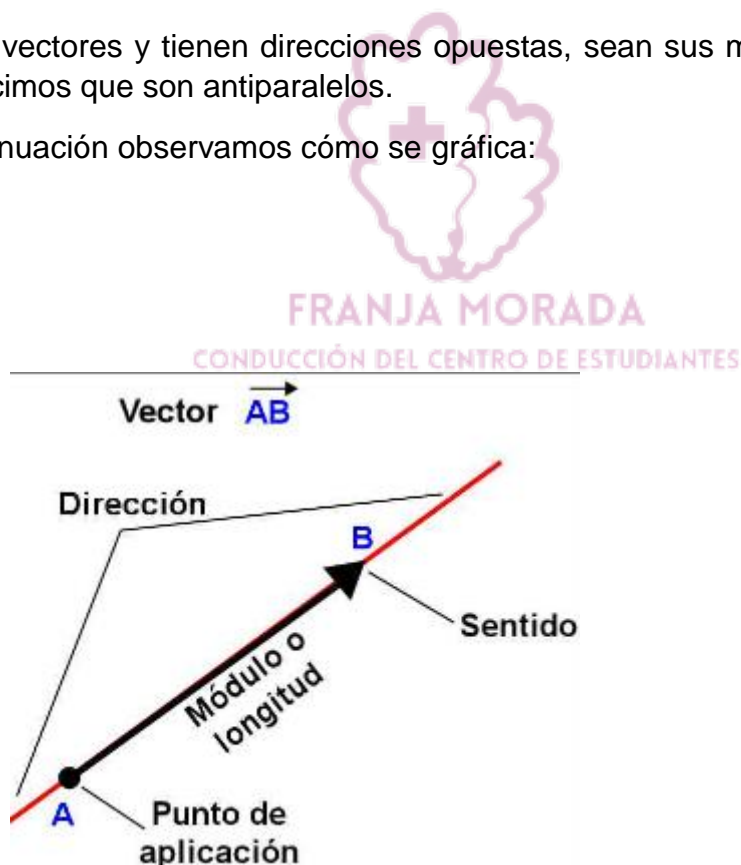
El desplazamiento es una cantidad vectorial porque debemos decir no sólo cuánto se mueve la partícula, sino también hacia dónde. Caminar 3 km al norte desde nuestra casa no nos lleva al mismo sitio que caminar 3 km al sureste; ambos desplazamientos tienen la misma magnitud, pero diferente dirección. Frecuentemente representamos una cantidad vectorial como el desplazamiento con una sola letra, y una flecha superior indicativa que es un vector.

Al dibujar un vector, siempre trazamos una línea con punta de flecha. La longitud de la línea indica la magnitud del vector, y su dirección es la del vector. El desplazamiento siempre es un segmento recto dirigido del punto inicial al punto final.

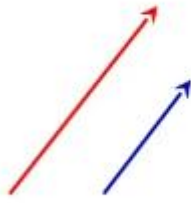
Si dos vectores tienen la misma dirección, son paralelos; si tienen la misma magnitud y la misma dirección, son iguales, sea cual fuere su ubicación en el espacio.

Si dos vectores tienen direcciones opuestas, sean sus magnitudes iguales o no, decimos que son antiparalelos.

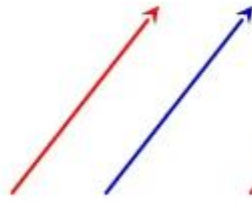
A continuación observamos cómo se gráfica:



Vectores paralelos, iguales y opuestos

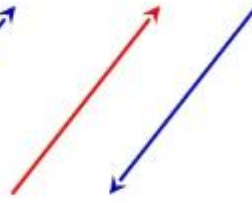


Vectores paralelos



Vectores iguales

$$\vec{B} = \vec{A}$$



Vectores opuestos

$$\vec{C} = -\vec{A}$$

El módulo o longitud de un vector indica, según la escala elegida, la intensidad y la fuerza. No olvidar que debe indicarse la dirección y el sentido.

Observemos a continuación cómo se calcula:


FRANJA MORADA
CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES

Escala

-Escala de Fuerza: es determinar el valor de la fuerza dividido la longitud en la que se va a dibujar.

$$\text{Escala (F)} = \frac{\text{Fuerza}}{\text{Longitud}} = \frac{F}{L}$$

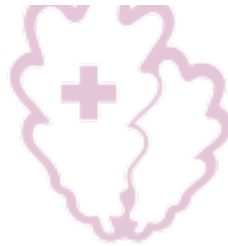
-La fuerza puede estar dado en cm, mm, N ; Kgf o dyna

-Supongamos que yo quiera determinar la fuerza, conociendo la escala es la longitud multiplicado por la escala

$$\text{Fuerza} = \text{Longitud} \times \text{Escala (F)} = L \times \text{Esc. (F)}$$

-Ahora si yo quiero determinar la longitud del vector, es la fuerza dividida la escala

$$\text{Longitud} = \frac{\text{Fuerza}}{\text{Escala (F)}} = \frac{F}{\text{Esc (F)}}$$



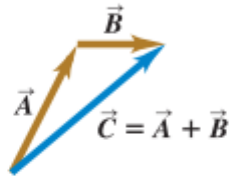
FRANJA MORADA

CONDUCTA DEL CENTRO DE ESTUDIANTES

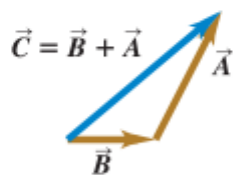
Los vectores pueden sumarse de acuerdo a su posición en el espacio, observamos en las imágenes diferentes formas de sumarlos.

Tres formas de sumar dos vectores. Como se muestra en b), el orden no importa en la suma de vectores, la cual es conmutativa.

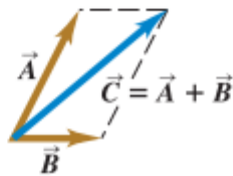
a) Podemos sumar dos vectores colocándolos punta con cola.



b) Al sumarlos a la inversa se obtiene el mismo resultado.

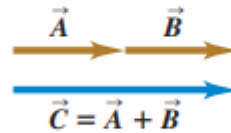


c) Podemos también sumarlos construyendo un paralelogramo.

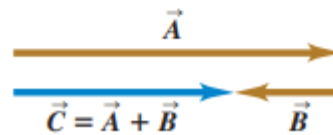


a) En el caso especial de que dos vectores \vec{A} y \vec{B} sean paralelos, la magnitud de su suma es igual a la suma de sus magnitudes: $C = A + B$. b) Cuando \vec{A} y \vec{B} son antiparalelos, la magnitud de su suma es igual a la *diferencia* de sus magnitudes: $C = |A - B|$.

a) La suma de dos vectores paralelos



b) La suma de dos vectores antiparalelos



FRANJA MORADA

Recordar: sumamos vectores usando un diagrama a escala y las propiedades de los triángulos rectángulos.



Los vectores son de gran utilidad en la rama de la Física que estudia la Estática, Dinámica y Cinemática de una partícula, tema que desarrollaremos en la Asignatura.

Fuerzas

Una fuerza es una magnitud capaz de modificar la cantidad de movimiento o la forma dada de un cuerpo o una partícula.

Según la mecánica clásica, la fuerza que incide sobre un cuerpo es responsable de los cambios en su estado de movimiento, tales como su trayectoria rectilínea y su desplazamiento uniforme, y de imprimirle una aceleración (o desaceleración). Además, toda fuerza actuando sobre un cuerpo genera una fuerza idéntica, pero en sentido contrario.

Toda fuerza está compuesta por una magnitud y una dirección, con lo cual se la denota con un vector. Esto significa que se trata de una magnitud vectorial, no escalar.

Existen varios tipos de fuerza, según su naturaleza y enfoque, entre ellas podemos mencionar:

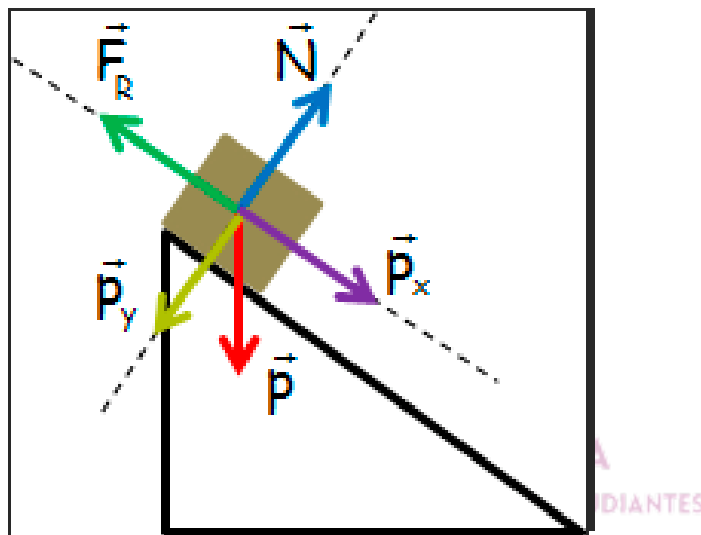
Según la mecánica newtoniana:

- **Fuerza de fricción.** Es la fuerza que se opone al cambio de movimiento de los cuerpos, ejerciendo una resistencia a abandonar el estado de reposo, o de movimiento, como podemos percibirlo a la hora de echar a andar un objeto pesado al empujarlo.
- **Fuerza gravitatoria.** Es la fuerza que ejerce la masa de los cuerpos sobre los objetos cercanos, atrayéndolos hacia sí. Esta fuerza se hace notable cuando todos o alguno de los objetos que interactúan son muy masivos. El ejemplo por excelencia es el planeta Tierra y los objetos y seres que vivimos sobre su superficie; existe una fuerza de atracción gravitatoria entre ellos.
- **Fuerza electromagnética.** Es la fuerza tanto atractiva como repulsiva que se genera por la interacción de los campos electromagnéticos.

También podemos hablar de:

- **Fuerza de contacto.** Es la fuerza que se ejerce a partir del contacto físico directo entre un cuerpo y otro.
- **Fuerza a distancia.** Es la fuerza que puede ejercerse sin contacto físico alguno entre los cuerpos.

Hay diferentes fuerzas que actúan sobre un cuerpo ya sea cuando éste se encuentra en reposo o cuando se produce un movimiento.



La Fuerza que produce una aceleración sobre un objeto puede calcularse como:

$$F = m \times a$$

Donde **m** es la masa y **a** es la aceleración.

Unidades de fuerza:

De acuerdo al sistema MKS, la fuerza se mide en unidades llamadas Newtons (N), en honor al gran físico británico. Dichas unidades corresponden a 100.000 dinas y se entienden como la cantidad de fuerza aplicada durante un segundo a una masa de un kilogramo, para que adquiera la velocidad de un metro por segundo. Es decir que:

$$1 \text{ Newton} = (1\text{kg} \times 1\text{m}) / 1 \text{ s}^2$$

1 Dina es igual a 10^{-5} N, esto es, 0,00001 N. O dicho de otra forma, 1 newton es equivalente a 100000 dinas.

Formalmente, la dina se define como la fuerza que se debe aplicar a una masa de 1 g para que tenga una aceleración de 1 cm/s^2 .

Bibliografía:

- Burbano S., (1989) Física General: Problemas. Editorial Mira Editores S.A. Zaragoza. España
- MAIZTEGUI A.P. y SÁBATO, J. A., (1988), *Física I*. Editorial Kapelusz, Buenos Aires, Argentina.
- Sears, F. W. y Zemansky M. W., *Física Universitaria*, Vol. 2, 12^{ava} edición, Addison-Wesley. Versión en español por Young, H. D. y Freedman R. A.
- Serway, Raymond A. y Vuille C (2012). Fundamentos de Física (9^o Edición). México. Cengage Learning Editores.

Links de Interés:

[-Cómo se relaciona la física con la biología - Qué relación tienen \(visualavi.com\)](http://visualavi.com)

[-https://concepto.de/fisica/#ixzz8J8EcCnrN](https://concepto.de/fisica/#ixzz8J8EcCnrN)

[-> Cifras Significativas: qué son, reglas y ejemplos \(ingenierizando.com\)](http://ingenierizando.com)



FACULTAD DE CIENCIAS VETERINARIAS
UNIVERSIDAD NACIONAL DE LA PLATA

MODULO DE INSERCIÓN A LA VIDA
UNIVERSITARIA.

GUIA DE TRABAJOS PRACTICOS DE
FISICA.

CARRERA DE MICROBIOLOGIA

FRANJA MORADA
CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES

AÑO 2024

Ejercitación

Actividad 1

1) Realice los siguientes cambios de unidad:

a) 0,0015 m a nm.

b) 5 μm a m

c) 2,5 Km a mm

2) Un glóbulo rojo mide 5,2 μm de diámetro. Calcule su volumen en dicha unidad (μm^3) y en cm^3 .

3) Un hombre tiene en promedio 6 millones de glóbulos rojos. Al realizarse un chequeo de rutina Marcos, observa en el resultado que la cantidad de glóbulos rojos arroja un valor de 4,2 millones. Calcular error absoluto, relativo y porcentual.

4) Un arquitecto diseña un laboratorio de microbiología teniendo en cuenta que el terreno disponible mide 12,5 m de ancho y 34,12 de profundidad. Suponiendo que se ocupará el 100% del espacio disponible calcule la superficie y exprese su valor en cm^2 .

5) Indique cuántas cifras significativas tienen:

a) 1,0122

b) 0,0003

c) 1527211

d) 0,0852

6) Teniendo en cuenta que el cuerpo humano tiene un promedio de glóbulos blancos que oscila en 11000 células por milímetro cúbico calcule: ¿Cuántas habrá por Litro y por cm^3 ?

7) Dada la longitud $3,2 \pm 0,01$, determinar: su error relativo y error porcentual.

8) Si un cuerpo tiene de masa $5 \text{ kg} \pm 0,02 \text{ kg}$ y otro de $0,09 \text{ kg} \pm 0,0021 \text{ kg}$, determinar en cuál de los dos se produce mayor error.

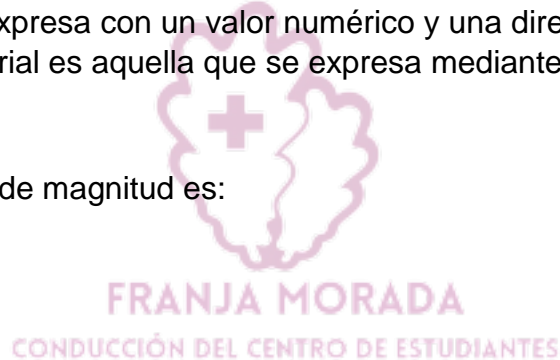
9) Sabiendo que las medidas de los lados de un rectángulo, son de $73,3 \pm 0,2$ y $27,5 \pm 0,2$ en cm respectivamente, calcular el error relativo y porcentual de la superficie y el perímetro.

Actividad 2

1) Indique si la siguiente premisa es verdadera o falsa: una magnitud escalar es aquella que se expresa con un valor numérico y una dirección, mientras que una magnitud vectorial es aquella que se expresa mediante un valor numérico

2) Indique que tipo de magnitud es:

- a) gravedad
- b) temperatura
- c) velocidad
- d) presión



3) Dibuje e indique las partes de un vector.

4) Se desea dibujar una fuerza dirigida hacia abajo, con un valor de 450 Newton, con una escala de $1 \text{ cm} = 100 \text{ N}$. Cómo lo graficaría?

5) Si la velocidad realizada por una molécula es de 6 m/seg ¿Cuál sería la velocidad expresada en el Sistema CGS, en μ/seg y en cm/min .

6) Si la presión a la que se somete una célula es de 700mmHg. Realizar la transformación a MKS y CGS.

7) Cual es la aceleración que adquiere una pelota al ser pateada desde el reposo si alcanza una velocidad final de 60m/s en 20 segundos? Calcular la misma en aceleración en minutos.

8) Calcular el caudal del flujo que ingresa a un tanque de 300 litros y tarda en llenarse 4minutos.

9) Transformar los siguientes valores:

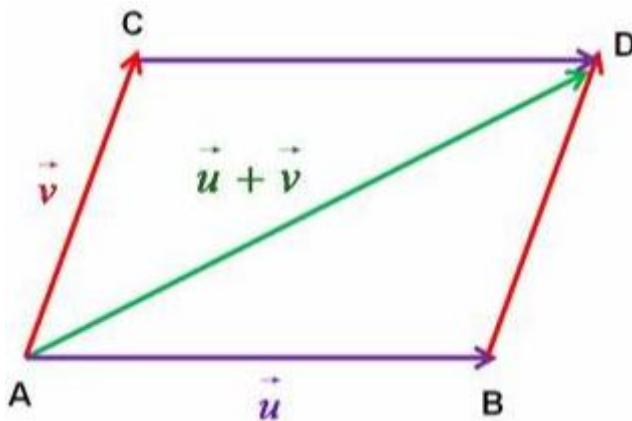
- a) Transformar 5 Newton a Dinias
- b) Si el trabajo realizado es de 5 joule cuantos Ergios equivale
- c) Si una bacteria tiene una Presión interior de 4 atmosferas a cuantos Pascal y Barias corresponde.
- d) La velocidad máxima que puede realizar una bacteria es de 10 μm por minuto, transformar dicho resultado el sistema c.g.s


FRANJA MORADA
CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES

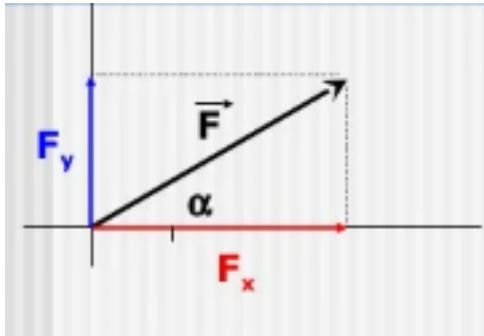
Actividad 3

1) La siguiente imagen nos muestra 2 vectores que miden:

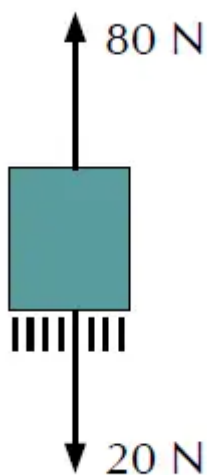
$V=3\text{cm}$ y $U= 6\text{cm}$. Calcular la el valor de la fuerza resultante, teniendo en cuenta que la escala es de $1\text{cm}=5\text{N}$.



2) Calcule el valor de la componente F_x de la siguiente fuerza teniendo en cuenta que forma un ángulo α con respecto a dicho eje de 55° .

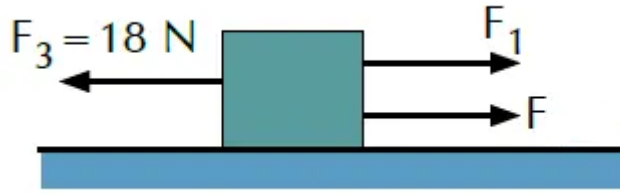


3) Un cuerpo que pesa 20N es levantado por una soga con una fuerza como se ilustra a continuación.



¿Cuál es el valor de la fuerza resultante en Dinias?

4) La siguiente imagen nos muestra un cuerpo en reposo. Calcule el valor de la fuerza F y F_1



5) Juan y Eduardo se encuentran tirando de los extremos de una soga. Juan tira con una fuerza de 80 Newton mientras que Eduardo lo hace con una fuerza de 25Newton, ¿quién de los 2 caerá? Esquematice la situación.

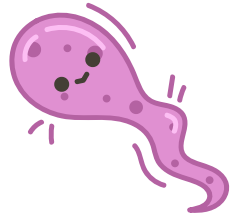
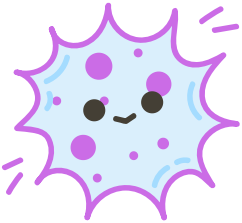
6) Micaela y Lucía tienen que mover una mesa muy pesada, por lo que deciden moverla juntas. Micaela ejerce una fuerza de 50 Newton y Lucía una de 67Newton. ¿Qué valor tendrá la fuerza total?

7) Retomando el ejercicio 3: Juan y Eduardo se encuentran tirando de los extremos de una soga, pero se suma Lucio para ayudar a Eduardo. Juan ejerce una fuerza de 100Newton, Eduardo una de 30 Newton y Lucio una de 55 Newton. ¿Qué sucederá?

8) Si a un cuerpo se le aplica una fuerza de 80N para producir una aceleración de 15m/s^2 , Cuál es su masa?



BIOLOGÍA GENERAL



FRANJA MORADA

CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES



Facultad de Ciencias
VETERINARIAS



UNIVERSIDAD
NACIONAL
DE LA PLATA

CIVU 2024

Módulo Biología General

Material de estudio complementario



FRANJA MORADA
CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES

CAPÍTULO 1 MATERIA Y ENERGÍA EN LOS SISTEMAS NATURALES



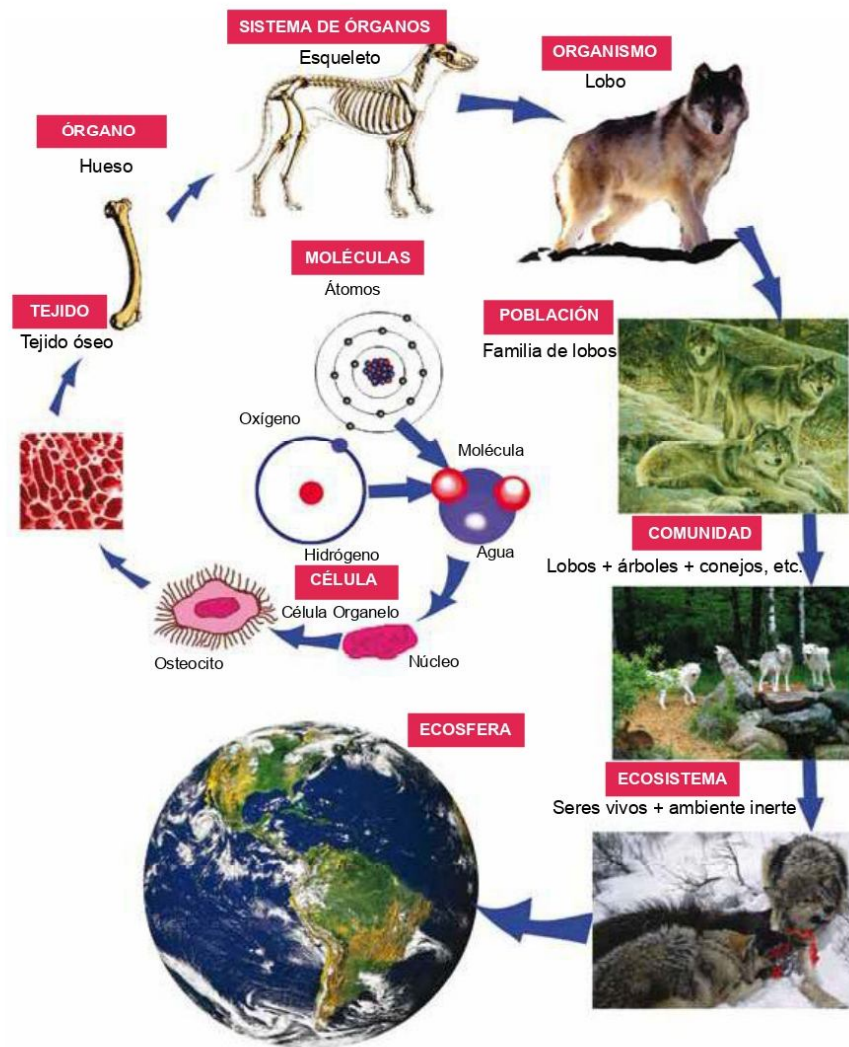
Materia y energía en la naturaleza

La naturaleza puede considerarse una compleja red de interrelaciones entre una enorme cantidad y diversidad de estructuras que van desde la más delicada y pequenísima organización de las partículas subatómicas, hasta los sistemas más extensos como las galaxias y sistemas planetarios integrados en el Universo.

A los científicos les resultaría imposible abordar esta inmensidad. Por este motivo, los conocimientos sobre el mundo natural se organizan en diversas disciplinas científicas, cada una de ellas con su objeto de estudio y metodologías de investigación propios. La Biología es una de ellas. Sin embargo, centrar la atención en la vida y sus manifestaciones resulta aún demasiado amplio para acceder a la comprensión de tanta diversidad biológica. La comunidad científica realiza clasificaciones de la naturaleza para poder investigarla. Para los especialistas, ésta es una forma de acercarse a la biodiversidad y la dinámica de los sistemas biológicos. En este libro, te proponemos realizar un acercamiento al mundo natural, no como el que realizan los científicos, pero sí como una forma de comprenderlo mejor. Para ello comenzaremos por presentarte los niveles de organización de la **materia**.

MATERIA Y ENERGÍA EN LOS SISTEMAS NATURALES

En estos niveles se consideran tanto el mundo biológico (el mundo vivo, en el que se incluye a todas las especies biológicas y sus interacciones) como el mundo inerte (integrado por ejemplo, por el agua, el aire y el suelo de nuestro planeta) y pueden secuenciarse, por ejemplo, según su complejidad, tal como se observa en la imagen N° 1. Todos y cada uno de estos niveles están presentes en el mundo biológico del que somos parte y ninguno de ellos resulta más importante que los restantes.



Niveles de organización de la materia

CAPÍTULO 1

MATERIA:
constituyente universal
de los cuerpos

AMBIENTE:
es el conjunto de
condiciones y recursos
exteriores que interactúan
con dicho organismo.

ENERGÍA:
agente físico responsable
de los cambios ocurridos
en la materia

Actividades



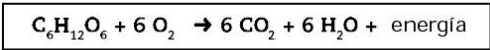
Si estudiamos un hormiguero...

- ¿De qué forma describirías al ambiente en el que se encuentra?
- Cita cuatro manifestaciones de energía presentes en esa población de hormigas. ¿De dónde obtienen las hormigas la energía necesaria para llevar a cabo sus actividades vitales?
- Comenta ejemplos de intercambios de materia entre el hormiguero y su entorno.

Naturaleza dinámica

Hay muchas formas de aproximarse a la naturaleza. Una de ellas es a partir del conocimiento y comprensión de las relaciones entre la materia y la energía, puesto que ambas están presentes en todos los niveles de organización mencionados antes y de sus interacciones resulta la dinámica de los seres vivos, las células y los ecosistemas.

La cantidad total de materia y energía en el Universo es constante. Los especialistas consideran que ambas se habrían originado en un suceso único, ocurrido hace aproximadamente 13 mil millones de años atrás, al que han denominado *Big Bang* (la "Gran explosión"). Como resultado de estas interacciones resulta la dinámica de los seres vivos, las células y los ecosistemas. Las sustancias se transforman unas en otras, pero la cantidad de materia no se modifica. La siguiente fórmula, que corresponde a la ecuación de la respiración celular, representa un ejemplo de esto:



En la primera parte de la ecuación observamos $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, 6O_2 :

- $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ representa a la molécula de glucosa, que está integrada por 6 átomos de carbono (C), 12 de hidrógeno (H) y 6 de oxígeno (O): 24 átomos en total.
- 6O_2 representa a 6 moléculas de oxígeno (O_2), 12 átomos en total.

En la segunda parte de la ecuación observamos 6CO_2 , $6 \text{H}_2\text{O}$:

- 6CO_2 representa a 6 moléculas de dióxido de carbono, en total son 6 átomos de carbono y 12 de oxígeno: 18 átomos en total.
- $6 \text{H}_2\text{O}$ son 6 moléculas de agua, en total, 12 átomos de hidrógeno y 6 de oxígeno: 18 átomos en total.

MATERIA Y ENERGÍA EN LOS SISTEMAS NATURALES

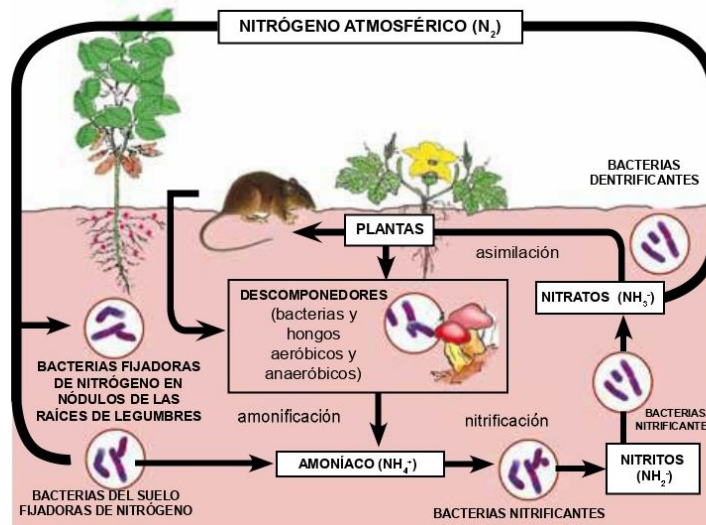
Si se suma la cantidad de átomos de la primera parte de la ecuación, se obtienen 36; en la segunda parte de la ecuación, la suma también da 36 átomos en total: la cantidad en la segunda parte de la ecuación, la suma también da 36 átomos en total: la cantidad energía en esta reacción química. En la primera parte está contenida en la molécula de glucosa, como energía química, que en la segunda parte de la ecuación queda liberada y puede manifestarse como energía calórica.

La energía presente en el Universo interviene en todos los fenómenos físicos y químicos y se manifiesta como calor, fuerzas, movimiento, etc., un tipo de energía puede en la segunda parte de la ecuación, la suma también da 36 átomos en total: la cantidad considerado una fuente de energía, como el resto de las estrellas. Produce diversas formas de energía, como luz, radiación ultravioleta, entre otras. En la Tierra, por ejemplo, la luz se transforma en energía química durante la fotosíntesis, y una parte de ella se libera en forma de calor.

Para sintetizar, la materia y la energía intervienen en todos los procesos biológicos de los que vamos a ocuparnos en los capítulos de este libro. Los seres vivos forman parte de los ciclos de la materia y las rutas de energía, procesos que te presentamos a continuación.

Vueltas y vueltas... y de nuevo al principio

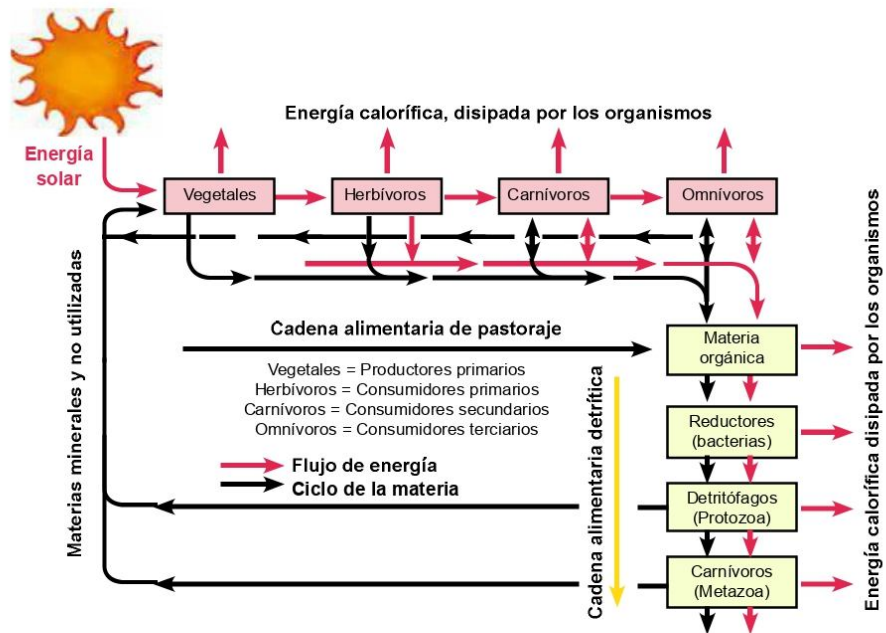
La **materia** cumple ciclos en la naturaleza. Sus transformaciones físico-químicas constituyen el objeto de estudio de varias disciplinas científicas, que proponen teorías para explicar estos cambios cíclicos. Estos ocurren en forma de recorridos diversos que conducen al punto de partida, sea cual fuere éste, tal como se observa en la siguiente imagen:



Ciclo biogeoquímico del nitrógeno. Esta representación gráfica incluye algunas de las transformaciones químicas en las que interviene el nitrógeno (N), un elemento químico presente en la naturaleza. En el ciclo, las flechas indican la transferencia o pasaje de sustancias que contienen nitrógeno desde el mundo vivo al inerte y viceversa. Este ciclo se verá en detalle en el capítulo 6.

CAPÍTULO 1

La **energía**, en cambio, sigue rutas en las que se va transformando y transfiriendo, pero nunca puede regresar al punto de partida. Por lo tanto, en su recorrido por la naturaleza, no regresa al sol, tal como se observa en la siguiente imagen:



Rutas de la energía. El gráfico indica con flechas rojas algunos recorridos posibles de la energía en la naturaleza, en este caso, a través de una cadena alimentaria. En ella interviene también la materia, cuyo ciclo está representado con flechas negras. En la naturaleza las rutas de la energía y los ciclos de la materia interactúan

Sistemas: el todo es más que la suma de sus partes

En nuestro planeta ocurren fenómenos físicos y químicos que participan de las interrelaciones entre materia y energía. Todos los seres vivos interactúan con el ambiente que los rodea. Así, es imposible concebir la idea de un ser vivo aislado del medio, y la de un ser vivo que se desarrolle sin ninguna intervención, de manera absolutamente independiente de otros organismos que habitan su entorno, o de otros procesos que tienen lugar a su alrededor. Se comportan como **sistemas**; es decir, un conjunto organizado en el que cada uno de sus componentes depende del resto. Un ejemplo de esto son los intercambios de materia y energía entre los seres vivos y el ambiente. Esta condición permite comprender a los sistemas biológicos entre los que se incluye a los seres vivos y las células que los constituyen, como **sistemas abiertos**. También son ejemplos de este tipo los ecosistemas, la Biosfera y el planeta Tierra. De ellos nos ocuparemos en este libro.

MATERIA Y ENERGÍA EN LOS SISTEMAS NATURALES

Homeostasis

Característica de los seres vivos (sistemas biológicos), que consiste en la tendencia a mantener estables las condiciones internas del organismo, a pesar de la inestabilidad del medio externo.

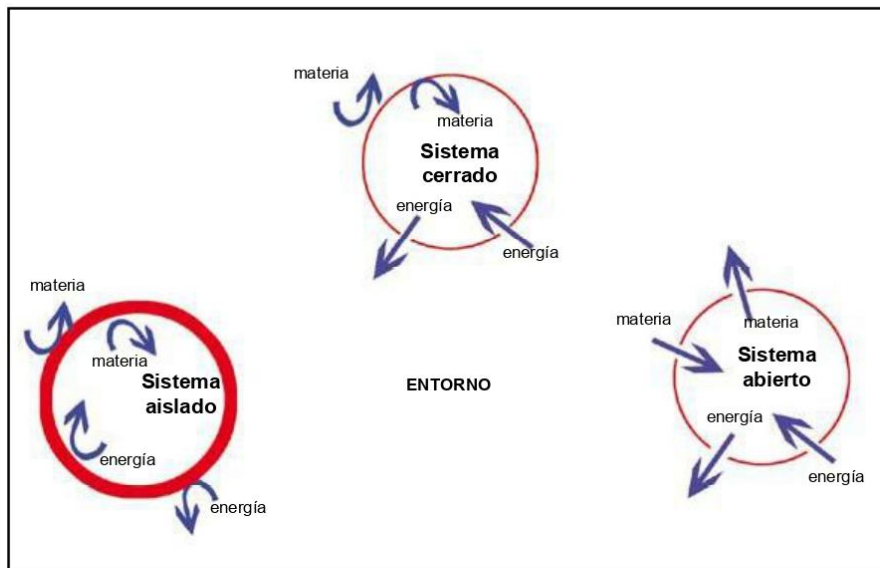
Los físicos, en su clasificación de sistemas, incluyen a los cerrados: es decir, aquellos que sólo intercambian energía con el entorno; y los aislados, que son los que no intercambian ni materia ni energía con su entorno. Por ejemplo, en el Universo no ocurren intercambios con el exterior, porque ese "exterior" no existe, por lo tanto, se lo puede considerar un sistema aislado.

Los seres vivos, que constituyen un tipo muy particular de sistema abierto, pueden mantener su organización interna. A esta propiedad se la denomina **homeostasis**.



EL TÚNEL DEL TIEMPO

En 1932, Cannon (EE. UU.) introdujo el término **homeostasis**.



Sistemas abiertos, cerrados y aislados. Estas representaciones esquemáticas muestran las relaciones entre materia y energía en los diferentes tipos de sistemas

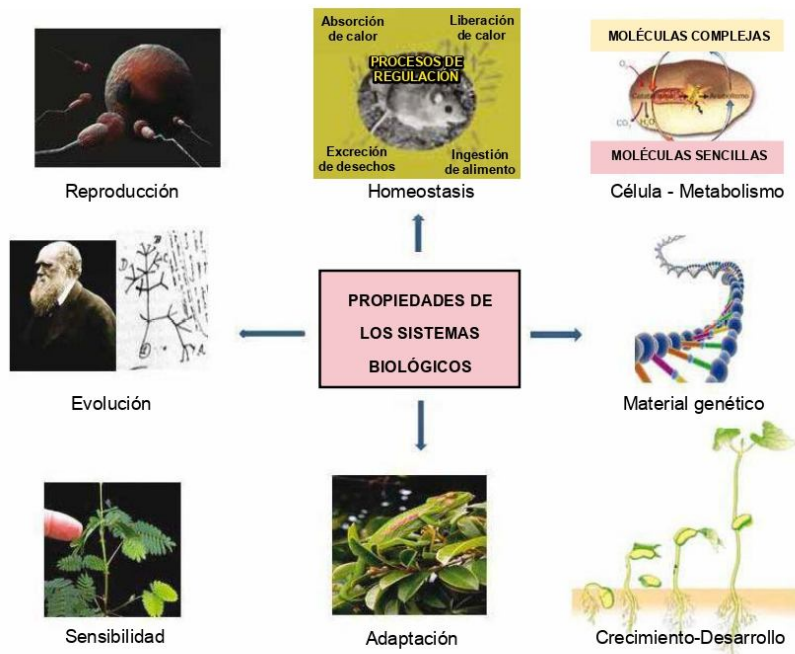
CAPÍTULO 1

Los seres vivos poseen características particulares, por lo que se los considera **sistemas biológicos**. Algunas de sus propiedades son:

- Están constituidos por **células**, en las que ocurren fenómenos físico-químicos complejos que, en conjunto, se denominan **metabolismo**. Estos fenómenos están regulados por el **material genético** (ácidos nucleicos) que se encuentra en su interior. Estos procesos de regulación e interacción entre cada sistema biológico y su entorno constituyen la **homeostasis**, y en ellos está involucrada la **sensibilidad**, que les permite captar estímulos y reaccionar ante ellos.
- **Evolucionan**, es decir, las especies biológicas son el resultado de cambios por los cuales, a partir de una especie preexistente se originan otras. En el transcurso de su existencia pueden ocurrir procesos de **adaptación** a diversos ambientes, como consecuencia de la intervención del mecanismo de selección natural.
- Todos los seres vivos tienen, potencialmente, la capacidad de la **reproducción**, es decir, de dejar descendientes fértiles, que transmiten características a las generaciones siguientes, a través de la **herencia**. Ésta es una propiedad de las especies y hace posible su continuidad en el tiempo.

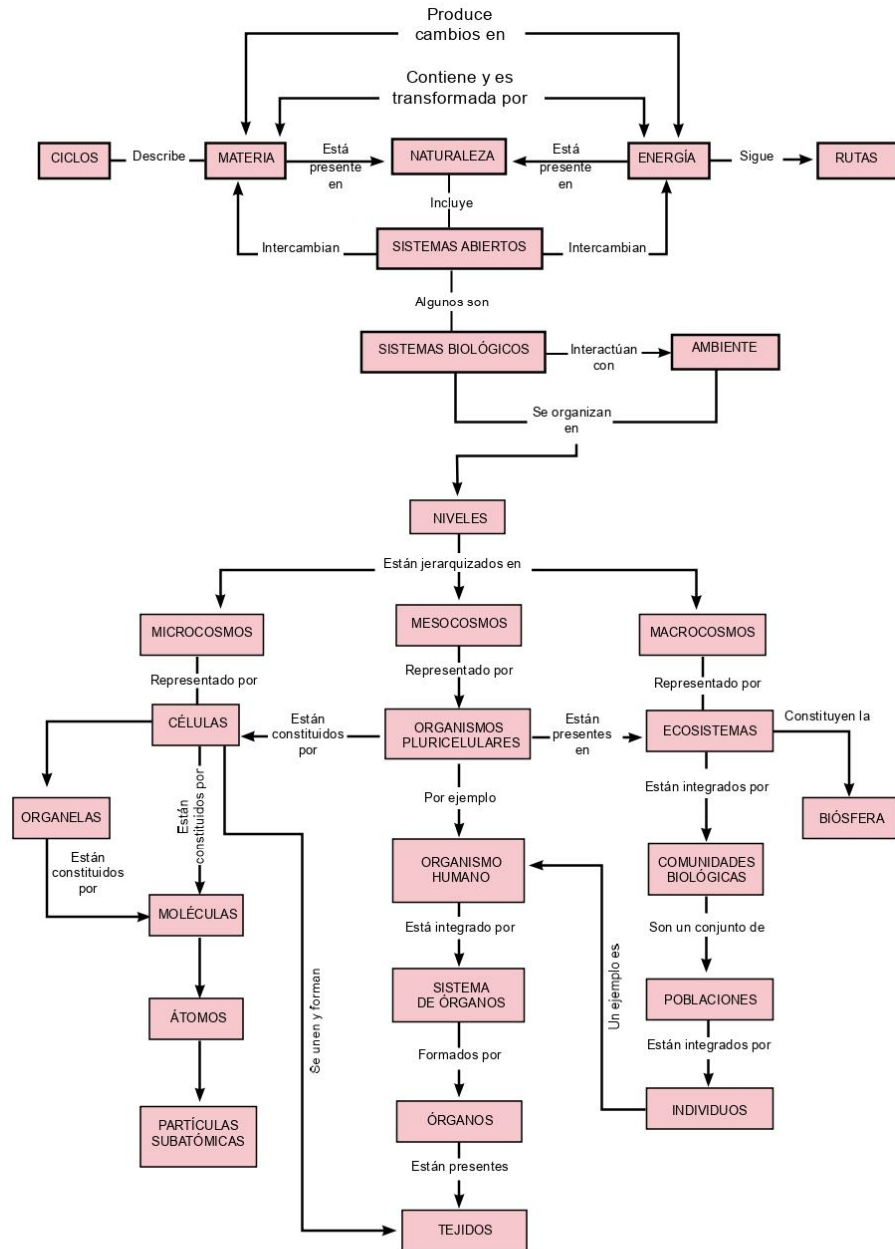


EL TÚNEL DEL TIEMPO
Erasistrato, en el siglo III a.C, fue uno de los primeros en considerar una visión global del organismo que funciona como unidad, a pesar de que en su época no era ésta la visión imperante sobre el cuerpo humano.



MATERIA Y ENERGÍA EN LOS SISTEMAS NATURALES

Esquema integrador: organización de los sistemas biológicos



La célula

En 1665 un científico inglés, Robert Hooke, publicó observaciones hechas con un microscopio de bajo poder (nueve aumentos). Entre ellas describe un fino corte de corcho: “... Claramente se nota que es totalmente poroso y agujereado como un panal de abejas, pero los poros no son regulares como en éste ...”. Así se convirtió en el primero en ver estas estructuras a las que llamó celdas (en latín cell) por su parecido con las celdas de un panal de abejas. En los años siguientes otros descubrieron estas celdas en muchos animales y plantas.

En 1831, Robert Brown anuncia que estas celdas contenían una estructura central a la que llamó: **núcleo**. En 1835, Félix Dujardin demuestra que no son cavidades huecas sino que están llenas de un fluido que llamo **protoplasma** (hoy citoplasma).

En 1838 y 1839 el botánico Matías Schleiden y el zólogo Theodor Schwann respectivamente, concluyen que todas las plantas y animales están compuestos por “*Cellulas*” (diminutivo del latín cell).

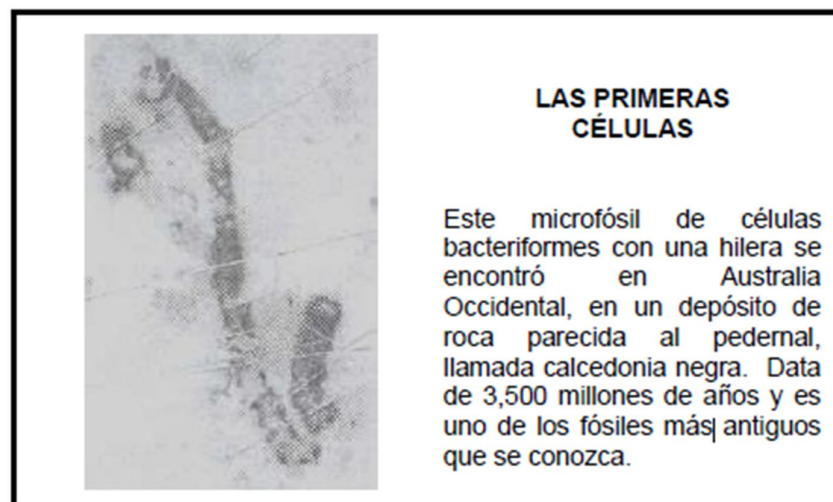
En 1855, Rudolf Virchow plantea que toda célula proviene de otra célula ya existente.

En base a todo esto se planteó por primera vez la **Teoría Celular**:

1. “Todos los seres vivos están compuestos de células o fragmentos de células, que son sus unidades estructurales y funcionales”
2. “Todas las células se forman a partir de otras células”

La teoría Celular Moderna incorpora los hallazgos hechos en este siglo con el avance de la tecnología y dice:

“La célula es la unidad estructural (anatómica), funcional y evolutiva de origen (genética, hereditaria) de todo ser vivo”.



Clasificación de las células

Los cientos de miles de investigaciones hechas acerca de las células nos han permitido descubrir que existen en muy variadas formas (alargadas, esférica, estrelladas, etc.), tamaños (microscópicas: bacterias, glóbulos rojos; macroscópicas: yema de huevo de gallina, neurona de calamar) e incluso forma de alimentarse (autótrofas, heterótrofas y mixótrofas). A pesar de ello las hemos podido clasificar en dos grupos, según su grado de evolución:

1. Procariotas

2. Eucariotas

1. Procariotas: (pro = antes de, karyon = núcleo)

Son las que no poseen un núcleo celular delimitado por una membrana, por ello tienen el ADN disperso en el citoplasma; carecen de organelos membranosos y citoesqueleto, pero sí poseen abundantes ribosomas.

Las funciones que normalmente realizan las organelas, en este tipo de células las realiza en su mayoría la membrana celular y otras ocurren en el citoplasma.

Pertenecen a este tipo celular los integrantes del reino Monera: bacterias y algas azul verdosas (ciano bacterias).

Se les considera como la línea evolutiva más antigua que se conoce y de ellas se habrían derivado las células eucariotas.



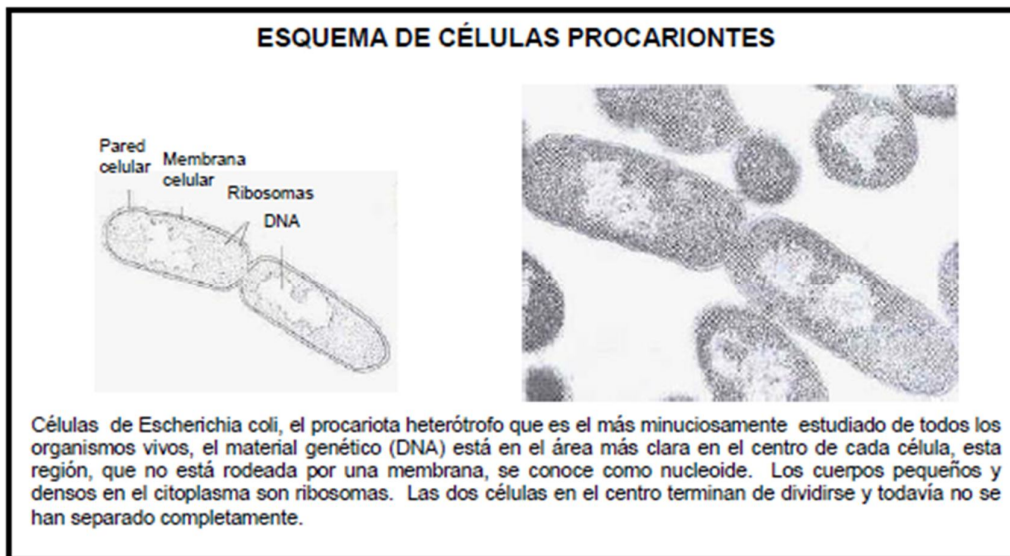
Estructura: De afuera hacia adentro:

- 1) Pared Celular
- 2) Membrana Celular
- 3) Citoplasma

1) Pared celular.- es una cubierta externa que ofrece protección mecánica. Constituida por peptidoglucanos como el ,acido murámico.

2) Membrana Celular.- constituida por lípidos y proteínas del mismo modo que en células eucariotas. En ella se encuentran enzimas necesarias para muchos procesos del metabolismo celular. Cumple funciones muy similares a las que cumple en la célula eucariota como por ejemplo seleccionar lo que entra y sale de la célula. Separar el espacio extracelular del intracelular. Presenta los mesosomas donde se produce la energía necesaria para el trabajo celular.

3) Citoplasma.- fluido viscoso, mezcla de agua, sales, macromoléculas, etc., en las que se encuentran los ribosomas y el ADN libre que se dispone circularmente. En él ocurren miles de procesos entre los que destaca la síntesis de proteínas y copia de la información del ADN.



2. Eucariotas: (Eu = verdadero, kayron = núcleo)

Son las que poseen un núcleo celular verdadero, es decir delimitado por doble membrana, dentro del cual se encuentra el ADN. Presentan organelas celulares además de citoesqueleto.

Pertenecen a este tipo celular el resto de los seres vivos: reino Animalia, reino Plantae, reino Fungi y reino Protista.

Se les considera como las células más evolucionadas.

Estructura: De afuera hacia adentro podemos encontrar:

1. Cubierta Celular
2. Membrana Celular
3. Citoplasma
4. Núcleo

1. Cubierta celular:

Puede ser de dos tipos:

a.- Pared celular.- envoltura que protege a la célula de traumatismos y del excesivo ingreso de agua.

Es una estructura dinámica, cuya composición y forma pueden cambiar en el crecimiento celular y en la diferenciación de la célula y en la madurez de la célula.

Funciones:

- Protege y da sostén mecánico a la célula.
- Dar forma a la célula.

La pared celular se encuentra en: Plantas y Hongos.

- **En plantas:**

La pared celular está compuesta por microfibrillas de celulosa junto con proteínas y otros polisacáridos. En células vegetales maduras, presenta además de celulosa, la lignina. Gracias a la disposición de las fibrillas de celulosa la pared celular es permeable, es decir que las moléculas de agua y solutos la atraviesan por simple difusión.

- **En hongos:**

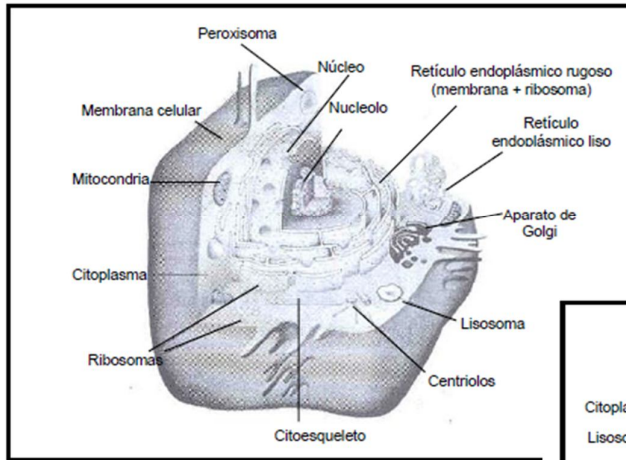
La pared celular está compuesta por quitina.

b.- Glucocalix.- envoltura importante para el reconocimiento celular y recepción de señales químicas. Compuesto por oligosacáridos adheridos a la membrana celular. Está presente en células animales y protozoarios.

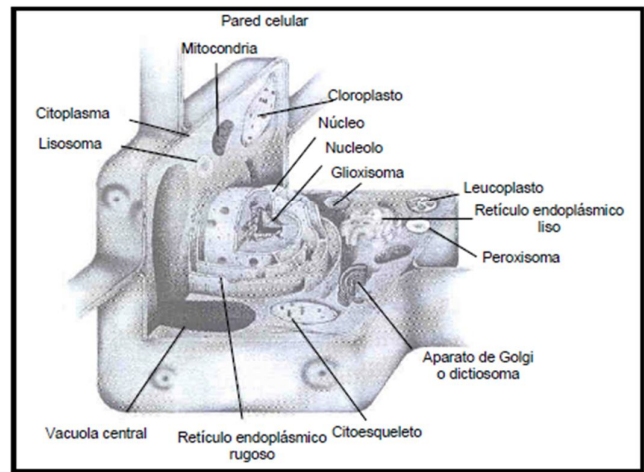
Funciones:

- Reconocimiento celular.
- Protege a la membrana celular.

CÉLULA ANIMAL



CÉLULA VEGETAL



2. Membrana celular.

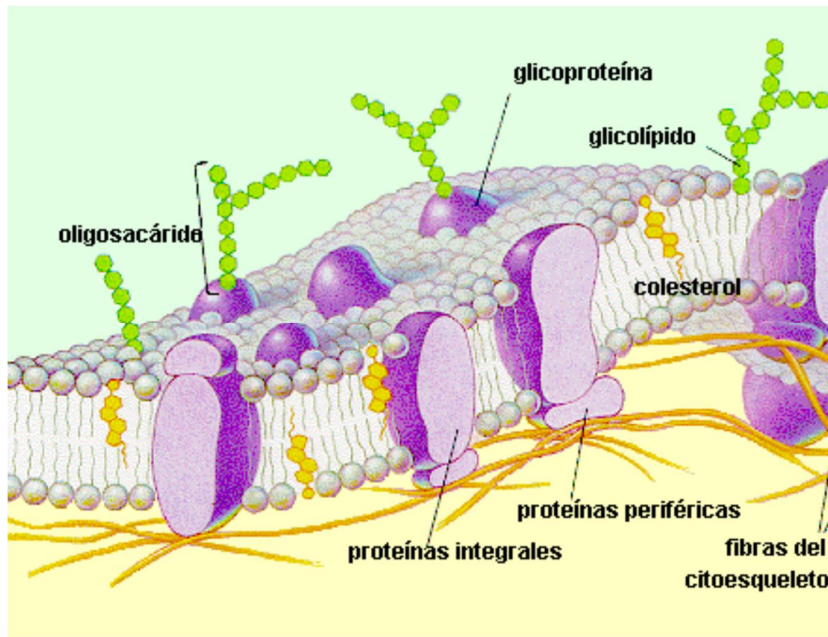
Estructura que a modo de lámina determina los límites de la célula. A diferencia de la pared celular, en ella se realiza una serie de procesos indispensables para la vida.

Composición:

Está compuesta básicamente por lípidos y proteínas en proporción variable. La manera en que ellos se disponen es explicada actualmente por el **Modelo del Mosaico Fluido** propuesto en 1972 por Singer y Nicholson. Ellos descubrieron que las moléculas que componen la membrana no están fijas unas a otras sino que se pueden mover en el plano de la membrana en cualquier dirección; encontraron además que la membrana está compuesta por dos capas de lípidos (bicapa lipídica) en las que se acomodan las proteínas a modo de mosaicos en su superficie.

Funciones de la Membrana:

1. Separa los medios intra y extracelular.
2. Regula el paso del agua, nutrientes y de iones hacia el interior de la célula.



Paso de sustancias a través de membranas:

Difusión:

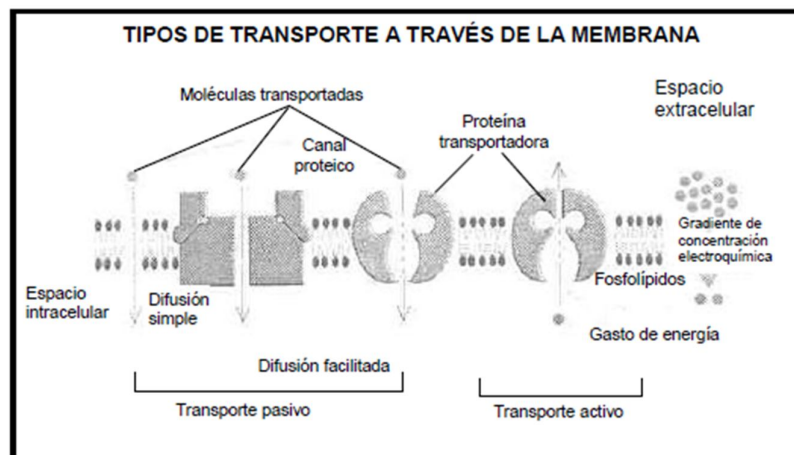
Es el paso espontáneo de moléculas de una zona de mayor concentración a otra de menor concentración.

Difusión facilitada o transporte pasivo:

Es el ingreso de sustancias hacia el interior de la célula, utilizando proteínas transportadoras que se encuentran atravesando la membrana celular. Este transporte puede o no requerir el consumo de energía. Ejemplo: glucosa.

Transporte activo:

Es el ingreso de las sustancias hacia el interior de las células en contra de la gradiente de concentración. Este transporte requiere consumo de energía. Ejemplo: la bomba de sodio (Na) y Potasio (K).



3. Citoplasma:

Parte de la célula comprendida entre la membrana celular y el núcleo. En él ocurren una serie de reacciones químicas indispensables para la existencia de la célula: glicólisis, síntesis proteica, digestión celular, etc.

El citoplasma contiene:

a.- Citosol

Es la fracción soluble del citoplasma, llamada también matriz citoplasmática. Es de naturaleza coloidal, con un 85% de agua aproximadamente. Presenta gran cantidad de moléculas disueltas como: péptidos, glúcidos, lípidos, ácidos nucleicos, sales minerales e iones, etc.

En el citoplasma se encuentra el **citoesqueleto**, una estructura hecha de proteínas a modo de armazón que se encarga de la forma y movimiento celular, así como de la adhesión entre dos células. Se reconocen en el citoesqueleto dos tipos de estructuras: microtúbulos (proteína tubulina) y microfilamentos (proteínas actina, miosina).

b.- Organelas celulares

Son estructuras constantes que desempeñan funciones vitales en la célula. Son como los pequeños “órganos” de las células. Existen 2 tipos:

b.1.- Organelas membranosas:

- **Organelas de 1 sola membrana:**

- Retículo Endoplasmático
- Aparato de Golgi
- Lisosomas
- Peroxisomas
- Glioxisomas
- Vacuolas

- **Organelas de doble membrana:**

- Mitocondria
- Plastos

b.2.- Organelas no membranosas:

- Centriolos
- Ribosomas
- Cilios
- Flagelos

Organelas membranosas de una sola membrana

- **Retículo endoplasmático (RE)**

Es un sistema de red de membranas en forma de cisternas que se continúa desde la membrana plasmática a la envoltura nuclear.

Constituye normalmente más de la mitad de la célula.

Comprende 2 partes que son:

1. Retículo endoplasmático rugoso (R.E.R.)

Presenta ribosomas adheridos a su superficie externa. Tiene como función la síntesis de proteínas exportables.

2. Retículo endoplasmático liso (R.E.L.)

No presenta ribosomas. Tiene como función la síntesis de lípidos (fosfolípidos, etc.) detoxificación celular, glucogenólisis, etc.

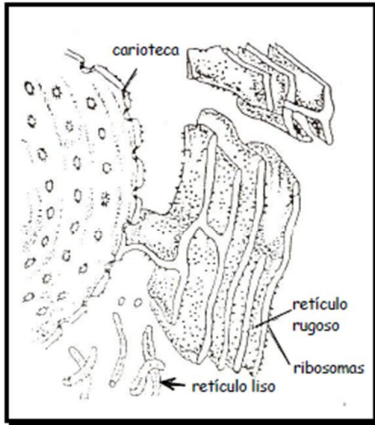


Figura. Retículo endoplasmático.

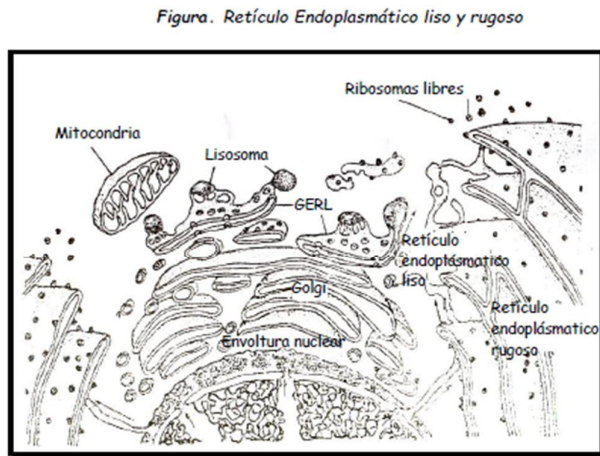


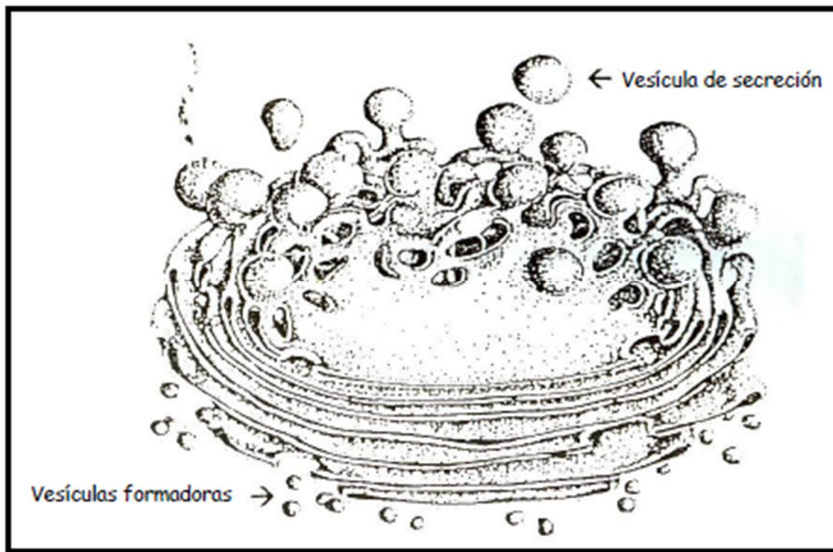
Figura. Retículo Endoplasmático liso y rugoso

- **Aparato de Golgi**

Conjunto de sacos membranosos aplanados apilados uno sobre otro (**dictiosomas**) Se encarga de coleccionar lo fabricado en el retículo endoplasmático (proteínas y lípidos) lo concentra y combina con otras sustancias (glúcidos), para luego distribuirlo dentro de la célula o hacia el exterior (secreción).

Funciones:

- Glucosilación de lípidos y proteínas para formar glucolípidos y glucoproteínas.
- Secreción de proteínas exportables.
- Formación de lisosomas.



- **Lisosomas**

Se forman en el Aparato de Golgi. Son estructuras membranosas pequeñas y esféricas que contienen enzimas digestivas (nucleasas, fosfatasas, etc.).

Función:

- Digestión intracelular y extracelular.
- Autofagia: Destrucción de organelas ya deterioradas.

Se han reconocido dos tipos principales lisosomas, primarios y secundarios.

El lisosoma primario (*gránulo de reserva*) es aquel recién formado y sin actividad de digestión celular, es una pequeña vesícula con contenido enzimático. El lisosoma primario contendría preferentemente un tipo de enzima, y solo en el lisosoma secundario se completaría la dotación de hidrolasas ácidas. El proceso de formación de lisosomas primarios puede observarse en la figura de abajo.

Los lisosomas secundarios son aquellos que ya han incorporado elementos para ser degradados, también se los puede denominar fagolisosoma o vacuola digestiva y aparece después de la fagocitosis o pinocitosis de material extraño. Este cuerpo contiene el material ingerido dentro de una membrana. Estos pueden recibir distintos nombres según el proceso de digestión que desarrollen

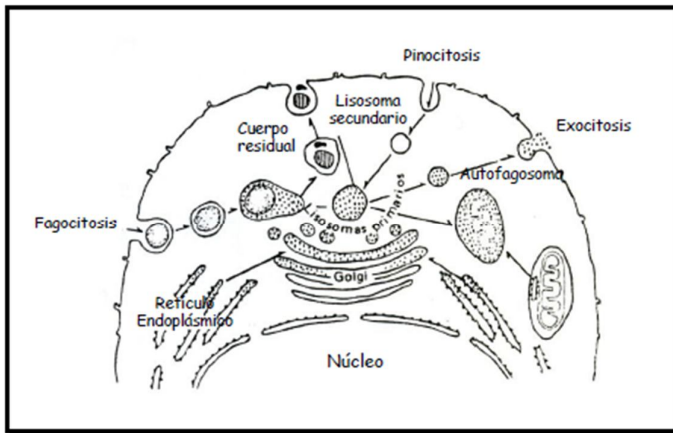


Figura. Esquema de los aspectos dinámicos lisosoma. Obsérvense las relaciones entre los procesos de fagocitosis, pinocitosis, exocitosis y autofagia.

- **Peroxisomas**

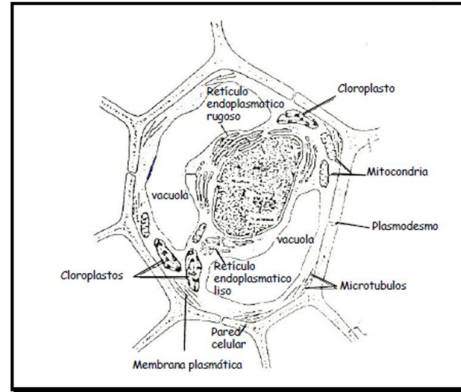
Estructuras membranosas que se encargan de degradar el peróxido de hidrógeno (H_2O_2 , agua oxigenada) que es un desecho resultante del trabajo celular.

- **Glioxisomas**

Organelas presentes sólo en vegetales, transforma los lípidos a glúcidos.

- **Vacuolas**

Sacos o vesículas rodeadas por membranas. Su función es de almacenamiento de materiales que no se requieren de inmediato, los desechos, y el agua. Su membrana se llama tonoplasto



Esquema de una célula vegetal

Organelas membranosas de doble membrana

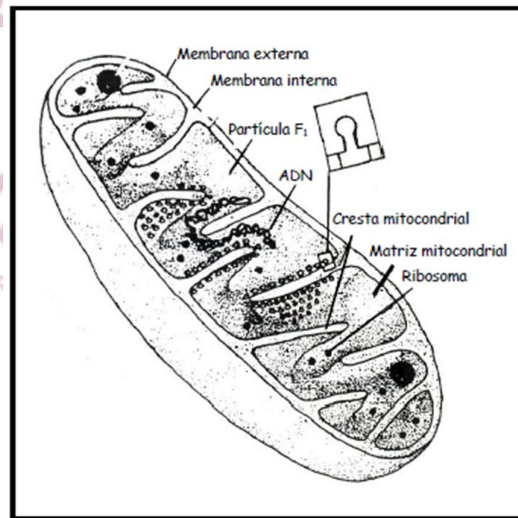
- **Mitocondrias**

Organela esférica o alargada de grandes dimensiones que presenta en su membrana y en la matriz las enzimas necesarias para la respiración celular, proceso por el cual se obtiene energía para el trabajo celular a partir de las moléculas nutritivas. Están presentes en casi todas las células eucariotas.

Estructura:

De afuera hacia adentro, la mitocondria presenta:

1. Membrana externa.
2. Membrana interna, que se pliega para formar a las
3. Crestas mitocondriales.
4. Matriz mitocondrial con ADN y ribosomas.



Función de la Mitocondria

- Respiración celular.

Se le considera la central energética de la célula.

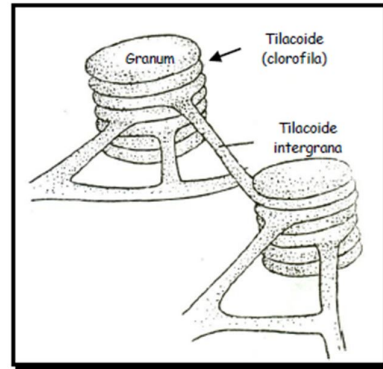
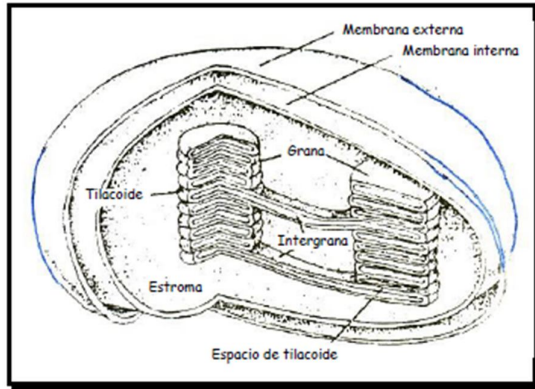
Las mitocondrias se encuentran en células animales y vegetales.

- **Plastos**

Organelos exclusivos de las plantas y algunos protozoarios. Son de dos tipos:

1. **Leucoplastos.**- Que almacenas sustancias de reserva.
2. **Cromoplastos.**- Que contienen pigmentos y se encuentran en las partes coloreadas de la planta. Muchos participan en la fotosíntesis. Destacan los cloroplastos, rhodoplastos, phaeoplastos.

Los cloroplastos de las plantas, contienen en su interior a los tilacoides, que son cisternas membranosas que contienen pigmentos fotosintéticos, centros de reacción y la cadena de transporte de electrones.



FRANJA MORADA
CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES

Biogénesis de la mitocondria y el cloroplasto

La teoría de la **endosimbiosis**, sostiene que las mitocondrias y los cloroplastos, se originaron por simbiosis de organismos procarióticos con una célula huésped que era anaeróbica.

La mitocondria podría ser el resultado de un parásito bacteriano y el cloroplasto de un alga azul verdosa con clorofila.

A favor de esta teoría existen las siguientes evidencias:

- 1) Los cloroplastos y las mitocondrias tienen ADN.
- 2) Los cloroplastos y las mitocondrias tienen sus propios ribosomas.
- 3) Muchos de los antibióticos contra bacterias, perjudican a la mitocondria y el cloroplasto.
- 4) Se ha demostrado filogenéticamente que los cloroplastos y las mitocondrias están relacionados con bacterias.

Organelas no membranosas

- **Centríolos**

Son estructuras cilíndricas, abiertas en ambos extremos. Generalmente son dobles y están dispuestos en ángulo recto entre sí. Están formados por microtúbulos. No están presentes en células vegetales.

Intervienen en la formación del huso acromático en células animales y en la formación de Cilios y Flagelos

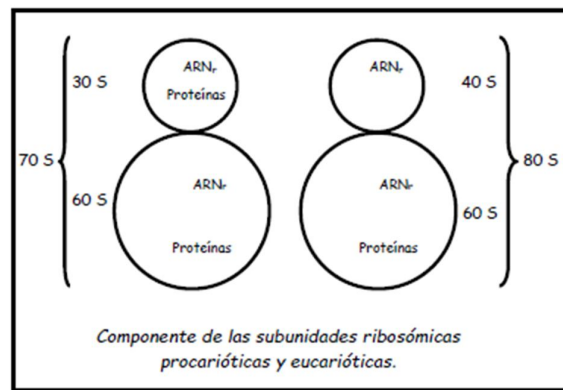
- **Ribosomas**

Son partículas esféricas que contienen ARN ribosómico y proteínas. Se encuentran en todas las células.

Los ribosomas pueden estar libres en el citosol, en grupos asociados a una molécula de ARNm, formando polisomas o polirribosomas o estar unidos al retículo endoplasmático.

Los ribosomas fueron observados por primera vez por *Palade* con el microscopio electrónico, en forma de partículas o gránulos densos. Cuando fueron aislados se demostró que contenían cantidades aproximadamente iguales de ARN y proteína. Los ribosomas se encuentran en todas las células y representan una especie de andamio para la interacción ordenada de las diversas moléculas que intervienen en la síntesis de proteínas.

Los ribosomas están compuestos por dos subunidades, denominadas mayor y menor. Los ribosomas eucarióticos son más grandes que los de las células procariotas.



- **Cilios y flagelos**

Son prolongaciones cilíndricas delgadas que se proyectan a partir de la superficie libre de la célula. Ambos están formados por microtúbulos.

Se encuentran en los protozoarios y en diversas células animales.

Los cilios son cortos y numerosos, en cambio los flagelos son largos y escasos en número.

Intervienen en el movimiento celular y en el caso de los cilios además realizan el “barrido” de las sustancias que sobre ellas se disponen.

Figura. Dinoflagelados. (Protozoarios)

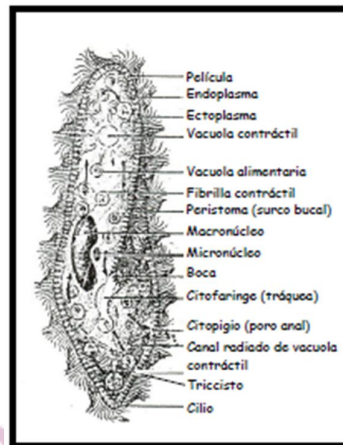
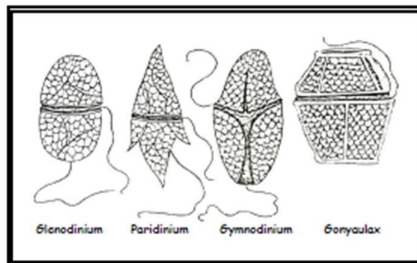


Figura. Diagrama de un ciliado típico.
Paramecium caudatum exploradora
de *Paramecium multimicronucleatum*

4. Núcleo

Es el elemento característico de la célula eucariótica, en él se encuentra toda la información genética del organismo. Es el centro de regulación de la célula, regula las actividades metabólicas y reproductivas. Durante la división celular detiene esta función y se desorganiza.

Forma: Variada pero generalmente es esférico u ovoide.

Número: Variable pero generalmente existe un solo núcleo por célula.

Tamaño: Está relacionado con el tamaño de la célula que la contiene.

Partes del núcleo

1. Carioteca o membrana nuclear

Divide al contenido nuclear del citoplasma. Es doble y presenta poros que permiten la salida e ingreso de sustancias al núcleo. Se le considera una continuación del retículo endoplásmico rugoso.

2. Cariolinfa o nucleoplasma o carioplasma

Medio interno del núcleo. Es una sustancia hialina, coloidal, en donde se encuentran disueltos: iones, enzimas, proteínas, etc.

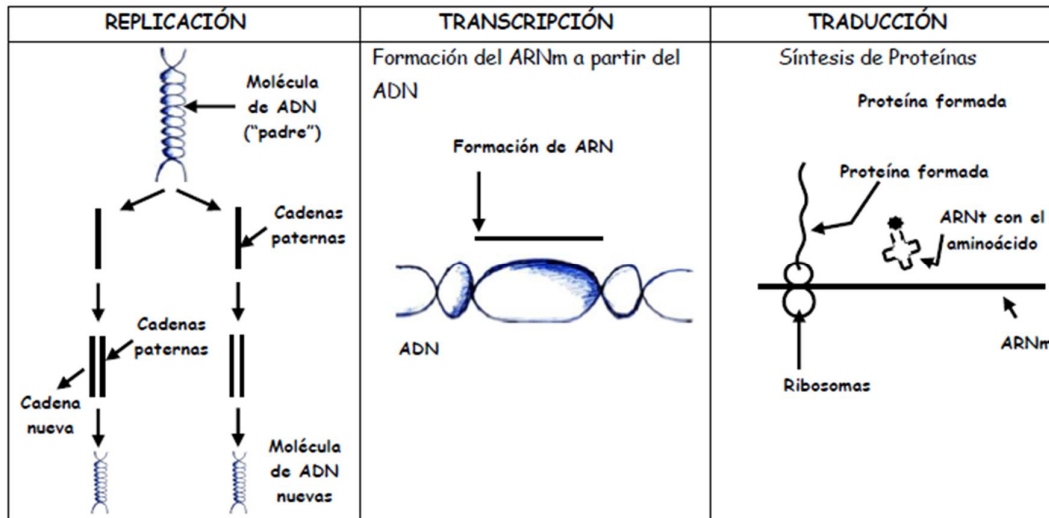
3. Cromatina

Formada por proteínas (histonas y no histonas) y ADN, cuando se condensa forma los **cromosomas**. Su principal misión es sintetizar el ARN mediante la **transcripción** del ADN.

4. Nucléolo.- Cuerpo esférico que sintetiza los ribosomas. Químicamente está constituido por ARN y proteínas y es el sitio donde se forman los precursores ribosómicos.

Funciones del núcleo:

El núcleo cumple funciones vitales para la célula, las cuales están relacionadas con la actividad de los ácidos nucleicos.



Teoría celular

El establecimiento de la teoría celular que, en esencia, postula que todos los organismos vivos están compuestos por células y productos celulares, fue una consecuencia de muchas investigaciones iniciadas en el siglo XVII con la invención del Microscopio por los hermanos Johannes y Zacharías Jansen en 1590:

1590	Hnos. Jansen	Invencción del microscopio.
1655	Robert Hooke	Describe sus investigaciones sobre la textura del corcho por medio de lentes de aumentos y emplea el nombre de célula (latín cella: espacio vacío).
1684	Antonie Van Leeuwenhoek	Descubrimiento de las bacterias y protozoos.
1831	Robert Brown	Descubrimiento del núcleo celular.
1835	Félix Dujardin	Reconoce al “protoplasma” como materia viva.
1838	Matthias Schleiden	“Las plantas están compuestas por células”.
1839	Theodor Schwann	“Los animales están compuestos por células”.

Finalmente, así el botánico Schleiden y el zoólogo Schwann formulan la teoría celular, donde concluyen que los cuerpos de las plantas y animales están formados por células.

En 1855 Rudolf Virchow amplió la Teoría Celular al expresar su famoso aforismo:

Omnis cellulae e cellula

que significa que todas las células se originan de células preexistentes.

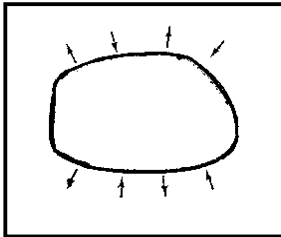
1880	Fleming	Descubre la mitosis, donde las células aseguran la continuidad entre una generación y otra.
1880	August Weismann	“Todas las células que viven actualmente remontan a los tiempos más antiguos.
1890	Waldeyer	Descubre la división de los cromosomas.
Finales del siglo XIX		El óvulo y el espermatozoide se forman por Meiosis por medio del cual el número de cromosomas de una especie se mantiene constante de una generación a otra

Todos estos descubrimientos permitieron llegar a la versión moderna de la teoría celular que afirma que:

- Las células constituyen las unidades morfológicas, funcional y evolutiva de todo ser vivo.
- Las células son el sitio de las reacciones de síntesis de materia y cambios de energía
- Toda célula proviene de otra preexistente
- En las células se almacena el material genético y se asegura la continuidad del mismo

Esta Teoría Celular es una de las teorías unificadoras más importantes de la Biología.

Características de una célula

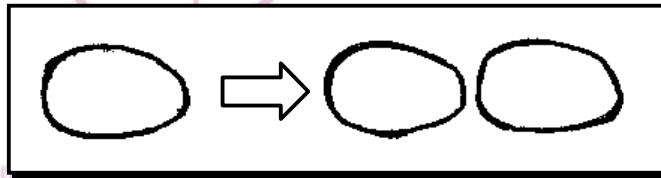


Auto-alimentación (nutrición)

Toma de nutrientes del medio y eliminación de desechos al medio. La célula es por tanto un sistema abierto.

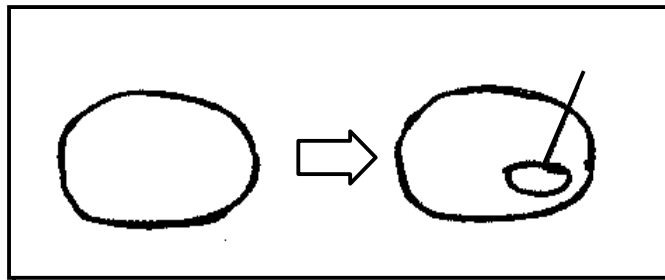
Auto-replicación (crecimiento)

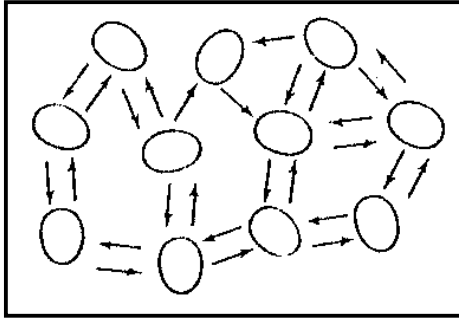
Las sustancias del medio se transforman en nuevas células bajo la dirección de células preexistentes.



Diferenciación

Formación de una nueva estructura celular, como la espora, normalmente como parte de un *ciclo de vida* celular.



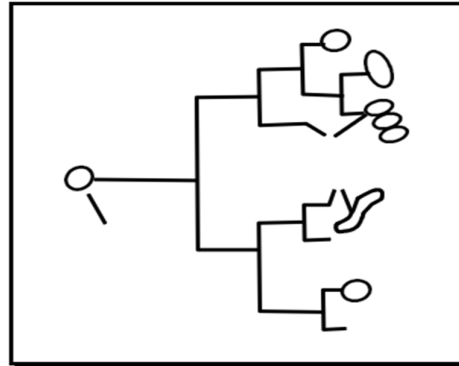


Señalización química

Las células se *comunican o interaccionan* fundamentalmente por medio de sustancias que son liberadas o captadas.

4. Evolución

Las células evolucionan adquiriendo nuevas propiedades biológicas. Los árboles filogenéticos muestran las relaciones evolutivas entre las células.



Ecología

La ecología se define como el estudio de las interacciones de los organismos con su ambiente físico y entre sí.

Conceptos ecológicos fundamentales

Especie: Conjunto de organismos similares que al reproducirse, producirán una descendencia fértil.

Población: Conjunto de individuos de la misma especie que viven en un espacio y tiempo determinado.

Comunidad: Conjunto de poblaciones de animales y plantas que viven en un lugar y tiempo determinado.

Hábitat: Es el lugar donde vive un organismo.

Nicho Ecológico: Es la función natural de una especie en su ecosistema o en su comunidad. Se dice de la “profesión” de un organismo.

Ecosistema: Está considerada como la unidad de la ecología relaciona a todos los seres vivos de una comunidad con el medio ambiente.

Factores del ecosistema:

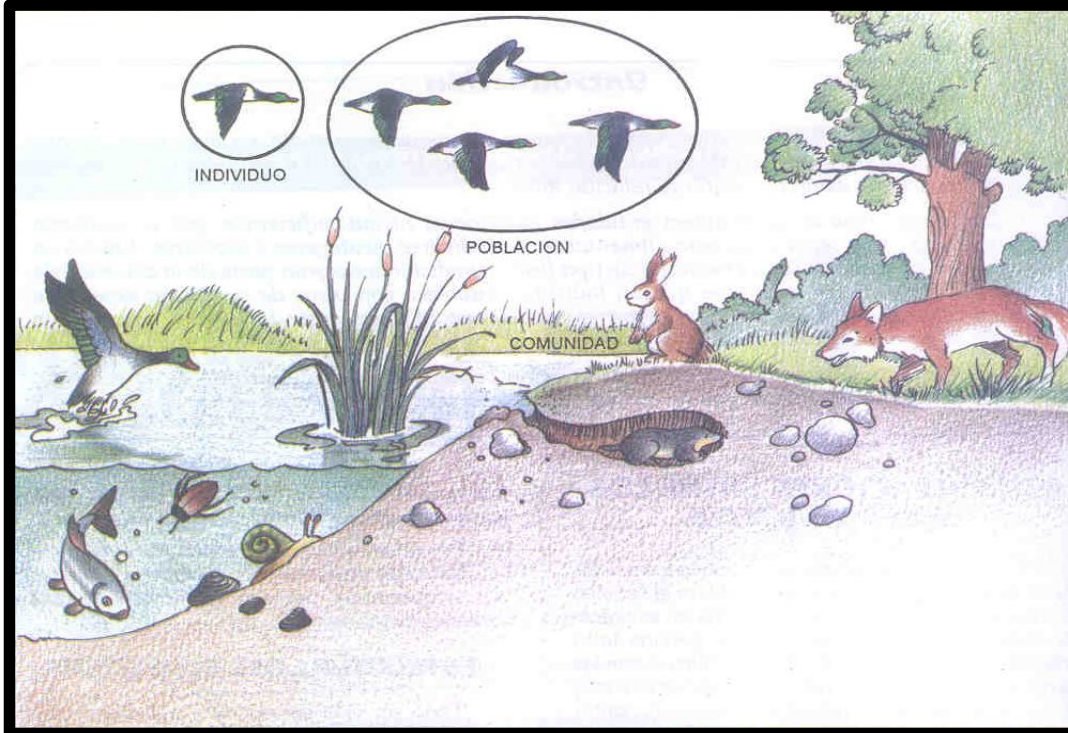
1.-Factores abióticos ó biotopo:

Son factores físicos y químicos, que afectan a la distribución, abundancia y características de los organismos. Los principales son:

- **Radiación solar:** es la fuente de energía que sostiene la vida, proviene del sol y es transformada en energía química por las plantas.
- **Temperatura:** es consecuencia de la transformación de la energía radiante y se expresa como calor. Determina el desarrollo y distribución de las plantas y animales.
- **Aire:** formado por los siguientes gases: oxígeno 21%, nitrógeno 78%, CO₂ 0,03%, argón y otros gases 1%.
- **Suelo:** proporciona soporte, nutrientes y espacio a todos los seres vivos terrestres.
- **Agua.-** Es un regulador de temperatura, es elemento vital para la vida en el planeta.

2.-Factores bióticos ó biocenosis:

Es el conjunto de organismos vivos, unicelulares ó pluricelulares que se desarrollan en el ecosistema y que interaccionan con los factores abióticos.




FRANJA MORADA
CONDUCCIÓN DEL CENTRO DE ESTUDIANTES

Evolución

Concepto

Es una sucesión ordenada y gradual de cambios continuos a través de la cual se desarrolló la vida en la tierra, partiendo de formas primitivas ancestrales hasta llegar a la gran diversidad de especies que existen hoy.

La evolución por lo tanto implica un cambio con continuidad. La evolución biológica es el cambio en la diversidad y adaptación de las poblaciones de los organismos.

Teorías de la evolución

Estas teorías intentan determinar las leyes o mecanismos que rigen la evolución. Las similitudes entre diferentes especies de seres vivos impulsaron las investigaciones sobre una explicación evolutiva del origen de las especies.

Teoría de Lamarck y el transformismo

Jean Baptist Monet caballero de Lamarck (1744 - 1829), fue un naturalista francés que propuso:

La ley del uso y del desuso

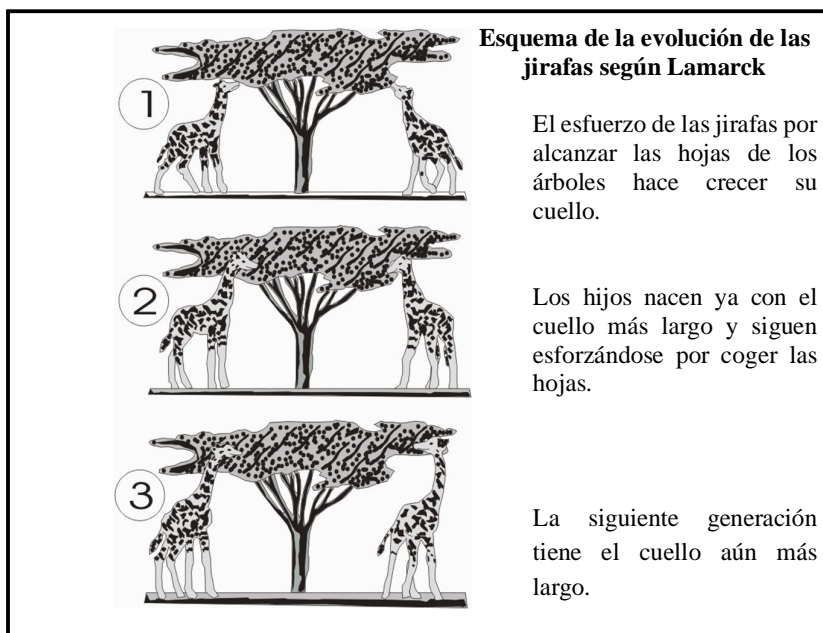
Un animal desarrolla la parte de su cuerpo que le es más útil y deja de desarrollar (incluso hasta desaparecer) las partes que le son innecesarias.

La ley de la herencia de los caracteres adquiridos:

Se resume en:

- El ambiente introduce la necesidad de alguna estructura.
- El organismo trata de resolver esa necesidad.
- En respuesta a su esfuerzo la estructura del organismo se modifica.
- El cambio de esta estructura es transmitida por el organismo a su descendencia.

Un ejemplo clásico es el desarrollo del cuello de la jirafa.

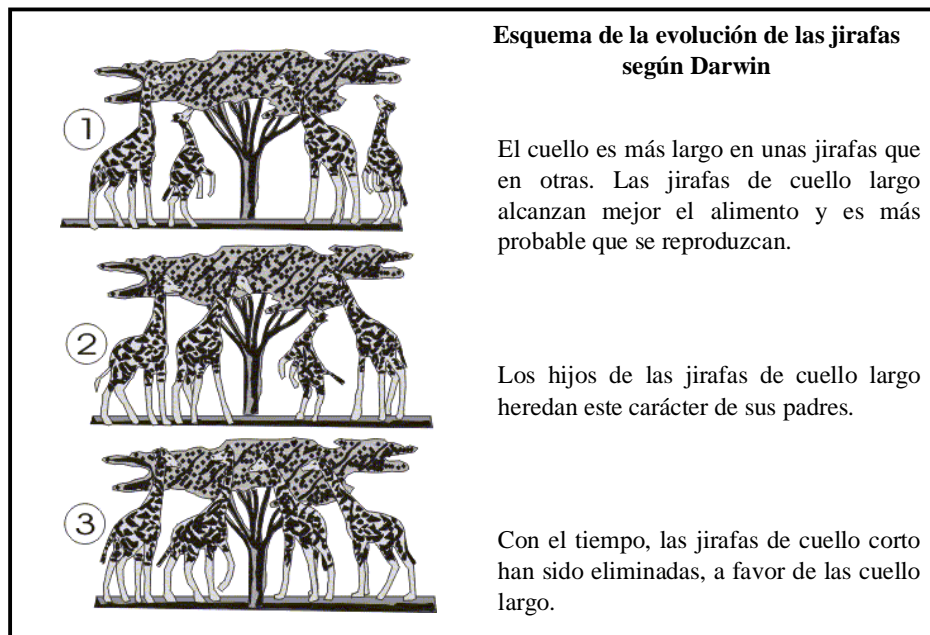


Teoría de Darwin y la selección natural: darwinismo

En 1859 Darwin publicó “El origen de las especies” donde propuso “La teoría de la evolución” en la cual afirmaba que todos los seres vivos de la tierra son el resultado de un proceso de descendencia con modificaciones a partir de un antepasado común.

Es decir las especies han evolucionado a partir de especies preexistentes mediante un proceso de cambio gradual. Estos cambios operan mediante la selección natural.

Darwin propuso que aquellos seres vivos que poseían mejores adaptaciones al medio ambiente tienen más probabilidad de sobrevivir y producir mayor cantidad de descendientes que aquellos organismos con adaptaciones menos útiles, entonces los primeros son seleccionados naturalmente resultando organismos bien adaptados a su medio ambiente.



Neodarwinismo

Surge durante el siglo XX, y ayuda a explicar la evolución por selección natural con los aportes de la genética, la sistemática y la paleontología.

Los genes responsables de las mejores adaptaciones aparecerían en mayor cantidad a medida que pasan las generaciones hasta hacerse únicos en una población. Si en un primer momento estos genes son muchos la población terminará teniendo una constitución genética muy diferente a la inicial; apareciendo una nueva especie.

Pruebas de la evolución

El proceso evolutivo es difícil de apreciar por lo que su estudio se basa en pruebas ó evidencias:

- **Paleontología:** es el estudio de los fósiles. Los paleontólogos intentan reconstruir una imagen de los organismos primitivos. Una serie de fósiles ordenados en forma de secuencia es la única evidencia posible del curso histórico de la evolución.

- **Anatomía comparada:** estudiando los organismos vivos se encuentran:
 - **Estructuras homólogas:** son aquellas estructuras con el mismo origen embrionario y diferente función. Ejemplo el ala del murciélago, comparado con el brazo del hombre.
 - **Estructuras análogas:** son aquellas estructuras con diferente origen embrionario y misma función. Ejemplo el ala de un insecto y el ala de un ave.
- **Embriología comparada:** los vertebrados tienen un desarrollo embrionario similar. En estadios embrionarios tempranos todos desarrollan cola y branquias. Una explicación posible es que haya habido un ancestro vertebrado común.
- **Bioquímica comparada:** los estudios de ADN, ARN, proteínas y demás moléculas orgánicas, han ayudado a descubrir semejanzas, parentescos entre los seres vivos.
- **Semejanza protectora ó mimetismo:** es una de las pruebas más convincentes de la teoría de la evolución, como el fenómeno conocido como melanismo industrial, estudiado en el siglo pasado con la polilla Biston betularia.

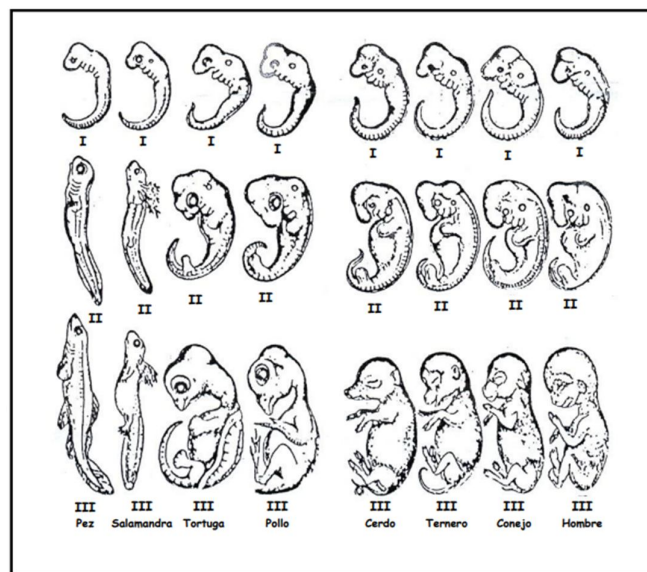


Figura. El estudio de los embriones de distintas especies permite a menudo establecer relaciones de parentesco entre ellas. El significativo parecido entre los embriones de varios vertebrados queda patente en estos dibujos de Haeckel.

Relaciones entre organismos

Relaciones intraespecíficas

Son aquellas interacciones entre individuos de la misma especie.

Cooperación inconsciente

Son asociaciones en una misma población. Por ejemplo un rebaño de ciervos, con muchas narices y ojos, es menos probable que sea sorprendido por un depredador que un ciervo aislado, lobos que cazan en grupo, es más probable que cobren una presa que si cazarán solos. Cuando una docena de peces dorados son colocados en una pecera y un solo pez dorado en una segunda pecera y se agrega la misma cantidad de un agente tóxico como plata coloidal a cada pecera, el pez solo morirá, pero el grupo sobrevivirá. La explicación de esto que las excreciones del grupo de peces son suficientes para “precipitar” gran parte de la plata coloidal y convertirla en no tóxica, mientras que la cantidad excretada por un pez no es suficiente.

De estas sencillas agregaciones pueden surgir complejas sociedades animales como las colonias de abejas, hormigas y termitas.

Relaciones interespecíficas

Son relaciones entre organismos de diferentes especies ya sea para alimentarse, ayudarse, defenderse o competir.

Relaciones simbióticas o simbiosis

- **Comensalismo**

En esta relación 2 especies pueden vivir juntas; una de ellas (el comensal) obtiene beneficio de la asociación, pero la otra no es dañada. Esta relación es frecuente en el mar. Ejemplo: algunos gusanos planos se fijan a las branquias del cangrejo *Limulus* sp y obtienen su alimento con los sobrantes de su comida.

- **Cooperación**

Cuando ambas especies se benefician de la asociación, pero pueden vivir separadamente.

Ejemplo: arios cangrejos ponen encima de sus conchas celentéreos de una variedad u otra, para camuflarse. Los celentéreos se benefician con la asociación, porque obtienen partículas de alimento cuando el cangrejo atrapa y come un animal. Pero ni el cangrejo, ni el celentéreo dependen uno del otro para poder sobrevivir.

- **Mutualismo**

Cuando ambas especies se benefician de la asociación y no pueden vivir sin ella. Ejemplo: Los líquenes, que son asociaciones entre alga y hongo, ambos organismos no pueden vivir por separado.

En ciertos tipos de asociaciones entre especies, una especie es perjudicada por la otra

- **Amensalismo**

Si una especie es perjudicada, pero la segunda no es afectada.

Ejemplo: Los organismos que producen antibióticos y las especies inhibidas por los antibióticos como el *Penicillium* (produce la penicilina que inhibe el desarrollo de muchas bacterias).

- **Competencia**

En el desarrollo de los ecosistemas los seres vivos compiten por habitar un mismo lugar por un mismo alimento o por la obtención de la luz como en las plantas.

- **Parasitismo**

Una de las especies (parásito) vive y se aloja en otra (huésped) que la soporta y se perjudica. Los parásitos se alimentan de su huésped, sin llegar a matarlo.

- **Depredación**

Una de las especies se alimenta (depredadora) de otra (presa). La primera se beneficia y la segunda se perjudica.

